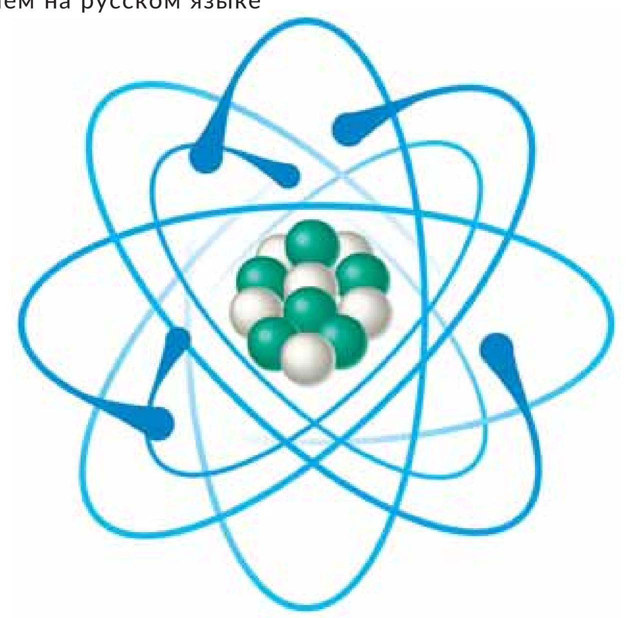
П. П. Попель, Л. С. Крикля

ХИМИЯ

Учебник

для 8 класса
общеобразовательных
учебных заведений
с обучением на русском языке



Рекомендовано
Министерством образования и науки Украины

Киев
Издательский центр «Академия»
2016

УДК 546(075.3)=161.1
ББК 24.1я721=2РОС
П57

Рекомендовано Министерством образования и науки Украины
(Приказ Министерства образования и науки Украины от 10.05.2016 г. № 491)

Издано за счет государственных средств. Продажа запрещена

Попель П. П.
П57 Химия : учеб. для 8 кл. общеобраз. учебн. завед. с обуч. на рус. яз. / П. П. Попель, Л. С. Крикля ; пер. с укр. П. П. Попеля. — К. : ИЦ «Академия», 2016. — 256 с. : илл.
ISBN 978-966-580-482-6
ISBN 978-966-580-483-3

Учебник подготовлен в соответствии с программой по химии для 7—9 классов общеобразовательных учебных заведений. Он содержит теоретический материал разделов «Периодический закон и периодическая система химических элементов. Строение атома», «Химическая связь и строение вещества», «Количество вещества. Расчеты по химическим формулам», «Основные классы неорганических соединений», практические работы, лабораторные опыты, упражнения, задачи.

УДК 546(075.3)=161.1
ББК 24.1я721=2РОС

Печатается по изданию:
Хімія : підруч. для 8 кл. загальноосвіт. навч. закл. / П. П. Попель, Л. С. Крикля. — К. : ВЦ «Академія», 2016. — 240 с. : іл.

Эксперты, которые проводили экспертизу этого учебника во время конкурсного отбора проектов учебников для 8 класса общеобразовательных учебных заведений и сделали вывод о целесообразности предоставления учебнику грифа «Рекомендовано Министерством образования и науки Украины»:

Кирьян Е. Л., учитель гимназии № 71 г. Запорожья;

Степанова Л. В., заведующая лабораторией преподавания химии Винницкой академии непрерывного образования;

Баранец С. А., младший научный сотрудник Института общей и неорганической химии им. В. И. Вернадского НАН Украины, кандидат химических наук

ISBN 978-966-580-482-6
ISBN 978-966-580-483-3

Уважаемые восьмиклассники!

На уроках химии в 7 классе состоялось ваше знакомство с интересной наукой о веществах и их превращениях. Вы овладели химическим языком, выяснили, что́ называют химическими элементами, как обозначают их и различные вещества, научились записывать химические уравнения, выполнять простейшие химические расчеты, проводить опыты. Вам стало известно, что веществ существует множество, а частиц, из которых они состоят, — лишь три типа: атом, молекула, ион. Вы узнали много интересного об Оксигене — одном из важнейших химических элементов, о свойствах его простого вещества — кислорода и соединения с Гидрогеном — воды, получили информацию о других оксидах, а также продуктах их реакций с водой — основаниях и кислотах.

В 8 классе химия раскроет новые тайны. Вы уже знаете, что в мире химических элементов и простых веществ существует определенный порядок. Об этом свидетельствует периодический закон, открытый почти 150 лет тому назад выдающимся ученым Дмитрием Ивановичем Менделеевым. Вскоре вы убедитесь в том, что периодический закон распространяется и на сложные вещества.

В новом учебном году речь пойдет о строении атомов, молекул, ионов, о том, почему и как именно соединяются эти частицы в каждом веществе. Значительное внимание уделим важнейшим группам (классам) соединений, изучению их химических свойств. Новые химические опыты окажутся не только познавательными, но и очень интересными.

Как пользоваться учебником

Работа с учебником будет более эффективной, если вы поймете его структуру. В начале каждого параграфа указано, какое значение имеет для вас изложенный материал, а в конце параграфа

сформулированы выводы. Текст, отмеченный цветной вертикальной линией, предназначен для учеников, которые хотят расширить и углубить свои знания по химии. Дополнительная информация и интересные факты размещены на полях. Основные определения выделены цветом, а новые термины, важные утверждения и слова с логическим ударением — курсивом. Содержание лабораторных опытов и практических работ подано на цветном фоне.

После каждого параграфа приведены задания, упражнения и задачи различных типов; они расположены преимущественно по возрастанию сложности. В конце учебника содержатся ответы к некоторым задачам и упражнениям, словарь основных терминов, а также предметный указатель. Он поможет быстро найти страницу учебника, на которой идет речь об определенном термине, веществе, явлении и т. п. Приведен список дополнительной литературы, предназначенной для тех, кто начинает изучать химию.

Вдумчивая работа с учебником поможет вам глубже понять связь между составом, строением и свойствами веществ, научиться предсказывать и объяснять химические превращения.

Подготовка к химическому эксперименту

К практическим работам и лабораторным опытам необходимо тщательно готовиться. Рекомендации относительно правил безопасности в химическом кабинете, приведенные в учебнике для 7 класса, вы, несомненно, должны выполнять и в 8 классе. Домашний эксперимент можно проводить, получив разрешение родителей.

Химия — увлекательная наука. Вы уже убедились, что изучать ее необходимо для того, чтобы понимать, как построен окружающий мир, по каким законам он развивается, а также чтобы уметь использовать различные вещества, не разрушая природу, а оберегая и приумножая ее богатства.

Желаем вам успехов в учебе.

Авторы

1 раздел

Периодический закон и периодическая система химических элементов. Строение атома

Бурное развитие науки химии в последние полтора столетия стало возможным благодаря открытию Д. И. Менделеевым периодического закона. Этот закон помогает объяснить многие химические факты, прогнозировать и обосновывать различные закономерности в мире веществ. Его суть раскрывает периодическая система химических элементов, содержащая важнейшие сведения о них. Она является незаменимым путеводителем по химии не только для каждого ученика или студента, но и для опытного химика. Ваше первое знакомство с периодической системой состоялось в 7 классе. Теперь сфера ее использования для вас значительно расширится.

Благодаря открытиям в области строения атома периодический закон получил мощную теоретическую поддержку. Выяснилось, что химический характер элементов, свойства простых веществ зависят от количества электронов и их размещения в атомах.

1 Первые попытки классификации химических элементов

Материал параграфа поможет вам:

- выяснить, как развивались представления о химическом элементе;
- узнать о первых попытках классификации химических элементов.

Развитие представлений о химическом элементе. Древнегреческие философы считали, что все вещества состоят из четырех элементов-первоначал: огня, воздуха, воды и земли. По их мнению, эти «стихии» являются носителями определенных качеств, присущих веществам, — теплоты, холода, влажности и сухости. Таких взглядов придерживались и алхимики в средние века.

Термин «элемент», приближающийся по смыслу к современному, появился в науке в XVII в. Английский химик Р. Бойль назвал элементом то, что является пределом разложения вещества. Мы с вами в этом смысле употребили бы термин «атом». Такое понимание вкладывал в слово «элемент» и М. В. Ломоносов.

Французский ученый А. Л. Лавуазье считал элементом простое вещество, поскольку его нельзя разложить на другие вещества. Однако сегодня известно, что не разлагается немало сложных веществ, например оксиды SiO_2, Al_2O_3, а простое вещество озон легко превращается в другое простое — кислород: $2O_3 = 3O_2$. Не различал элемент и простое вещество также английский ученый Дж. Дальтон. Позже Д. И. Менделеев высказал такую мысль: «Простое тело является веществом... а под элементом следует понимать составные части простых и сложных тел».

В начале XX в. ученые установили, что атом состоит из положительно заряженного ядра и

отрицательно заряженных электронов. С тех пор химическим элементом стали называть *вид атомов с определенным зарядом ядра*. Характеризуя качественный состав воды, вы скажете, что она образована молекулами, содержащими атомы двух видов (с зарядами ядер +1 и +8). Иначе говоря, вода является соединением двух элементов — Гидрогена и Оксигена.

Первые попытки классификации химических элементов. В период становления науки химии ученые пытались «навести порядок» среди нескольких десятков известных в то время химических элементов, осуществить их классификацию. *Классификация* — это распределение объектов (предметов, живых организмов, явлений и т. п.) по группам или классам с учетом их общих признаков.

В химии существуют классификации элементов, веществ, химических реакций.

▶ На какие группы делят вещества? Назовите известные вам типы химических реакций.

Классификацию простых веществ, на основании которой позже возникла первая классификация химических элементов, предложил в конце XVIII в. А. Л. Лавуазье. Он разделил простые вещества на *металлы* и *неметаллы* (в настоящее время химические элементы, как вам известно, делят на *металлические* и *неметаллические*). Такая классификация была слишком общей и несовершенной. Некоторые простые вещества (например, графит, теллур) по одним свойствам напоминали металлы, а по другим — неметаллы. Однако распределение простых веществ, а также химических элементов на две большие группы сыграло важную роль в развитии науки химии.

Среди металлов и среди неметаллов были очень похожие вещества. Ученые объединили их в отдельные группы. Простые вещества каждой группы получили такие общие названия: щелочные металлы, щелочноземельные металлы, галогены, инертные газы.



Рис. 1.
Натрий можно резать ножом



Рис. 2.
Реакция цезия с водой



Рис. 3.
Так хранят щелочные металлы

Щелочные металлы. Это — литий, натрий, калий, рубидий, цезий, франций. Они легкие, мягкие (рис. 1), легкоплавкие. В химических реакциях щелочные металлы очень активны (рис. 2). На воздухе в обычных условиях они быстро взаимодействуют с кислородом, водяным паром. Поэтому их хранят в керосине в герметически закрытых сосудах (рис. 3) или в ампулах, из которых удален воздух. Указанные металлы назвали щелочными, поскольку они реагируют с водой с образованием щелочей — растворимых оснований с общей формулой MOH.

Щелочноземельные металлы. К этим веществам относятся магний, кальций, стронций, барий, радий. Они напоминают щелочные металлы, реагируют со многими веществами, но не так активно. Продуктами их реакций с водой являются щелочи[1] с общей формулой $M(OH)_2$.

Галогены. Так называют наиболее активные неметаллы — фтор, хлор, бром, иод. Эти простые вещества состоят из двуха́томных молекул: F_2, Cl_2, Br_2, I_2. В обычных условиях фтор и хлор — газы, бром — жидкость, а иод — твердое вещество (рис. 4). Наиболее активным среди галогенов и других неметаллов является фтор.

Галогены реагируют с водородом с образованием соединений, имеющих формулы HF, HCl, HBr, HI. Эти соединения в обычных условиях являются газами, хорошо растворяются в

[1] Магний гидроксид к щелочам не относят.

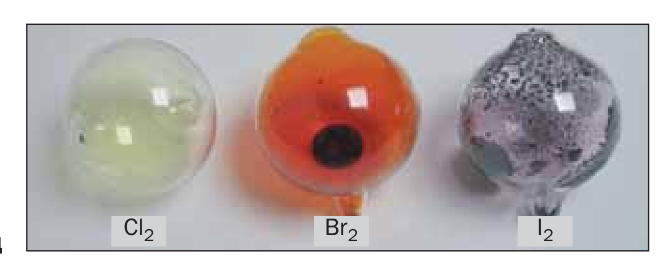


Рис. 4.
Хлор, бром и иод

Это интересно
Инертный газ гелий ученые сначала обнаружили на Солнце и только через 13 лет — на нашей планете.

воде. Галогены взаимодействуют со многими металлами. Продукты таких реакций — соли. Название «галогены» как раз и происходит от греческого слова halos — соль (известное вам соединение Натрия с Хлором — NaCl, поваренная соль).

Инертные газы. Эти простые вещества были открыты во второй половине XIX в. Они получили такое название, поскольку не вступали в химические реакции. К инертным газам относятся гелий, неон, аргон, криптон, ксенон, радон. Они состоят не из молекул, как другие газы, а из атомов.

Элементы, которые образуют рассмотренные простые вещества, имеют аналогичные общие названия: *щелочные элементы, щелочноземельные элементы, галогены, инертные элементы*.

В конце 20-х годов XIX в. немецкий ученый В. Деберейнер распределил часть подобных элементов на тройки, или *триады*:

Li, Na, K **Ca, Sr, Ba** **S, Se, Te**
Cl, Br, I **Fe, Co, Ni**

В первой триаде оказались щелочные элементы, во второй — щелочноземельные, в четвертой — галогены. Разместив элементы в триадах по возрастанию относительных атомных масс, В. Деберейнер обнаружил интересную закономерность: полусумма относительных атомных масс двух крайних в триаде элементов приблизительно или точно равнялась относительной атомной массе «центрального» элемента. Покажем это для первой триады:

$$\frac{A_r(\mathrm{Li}) + A_r(\mathrm{K})}{2} = \frac{7 + 39}{2} = 23 = A_r(\mathrm{Na}).$$

Кроме того, свойства простого вещества и соединений этого элемента оказались «промежуточными» по сравнению со свойствами простых веществ и соединений двух соседних элементов.

Сформировать триады из других элементов В. Деберейнеру не удалось.

В 1865 г. английский ученый Дж. Ньюлендс разместил известные в то время химические элементы в ряд по возрастанию относительных атомных масс:

H Li Be B C N O F Na Mg Al Si P S Cl K Ca Cr Ti Mn Fe ...

Он заметил, что во многих случаях каждый восьмой элемент подобен элементу, от которого производился отсчет. Похожими были и соответствующие простые вещества. Интересно, что такую особенность имеет звуковой ряд в музыке: каждые первая и восьмая ноты имеют одинаковое название и сходное звучание.

▶ Найдите в приведенном ряду элементы, сходные с Натрием и Флуором.

Закономерность, обнаруженную Дж. Ньюлендсом, назвали правилом октав. Она соблюдалась в начале ряда элементов, но далее нарушалась (рис. 5). Например, Манган был не похож на Фосфор, а Феррум — на Сульфур. Число 8, как свидетельствует история химической науки, считалось магическим, но после выяснения строения атома получило научное обоснование.

Более удачную попытку классификации химических элементов осуществил в 1862 г. немецкий

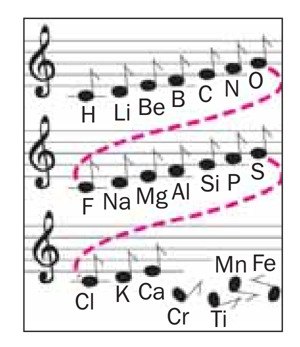


Рис. 5. «Октавы» химических элементов

химик Л. Мейер. Он предложил таблицу, в которой разместил элементы по возрастанию относительных атомных масс (табл. 1). В ее столбцах находились элементы с одинаковой валентностью. Ученый включил в свою таблицу 28 химических элементов, т. е. значительно меньше, чем было известно в то время.

Таблица 1

Таблица химических элементов Л. Мейера

Значение валентности					
IV	**III**	**II**	**I**	**I**	**II**
…	…	…	…	Li = 7,03	(Be = 9,3?)
C = 12,0	N = 14,04	O = 16,00	Fl = 19,0	Na = 23,05	Mg = 24,0
Si = 28,5	P = 31,0	S = 32,07	Cl = 35,46	K = 39,13	Ca 40,0
…	As = 75,0	Se = 78,8	Br = 79,97	Rb = 85,4	Sr = 87,6
Sn = 117,6	Sb = 120,6	Te = 128,3	I = 126,8	Cs = 133,0	Ba = 137,1
Pb = 207,0	Bi = 208,0	…	…	(Tl = 204?)	…

Все попытки ученых объединить химические элементы создали предпосылки для открытия Д. И. Менделеевым периодического закона.

ВЫВОДЫ

Представления о химическом элементе с развитием науки изменялись. Ранее химики не различали химический элемент и простое вещество. Были известны несколько групп подобных простых веществ; среди них — щелочные металлы, галогены. Позже были открыты инертные газы.

Первые попытки классификации химических элементов охватывали лишь их часть и не имели достаточного научного обоснования.



1. Что раньше считали химическим элементом и как определяют его теперь?
2. Выберите признаки, которые были использованы А. Л. Лавуазье, В. Деберейнером, Дж. Ньюлендсом, Л. Мейером для классификации

простых веществ и химических элементов: свойства простых веществ, распространенность элементов в природе, состав характерных соединений, значения относительных атомных масс, значения валентности элементов.
3. Охарактеризуйте размещение элементов каждой триады Деберейнера в периодической системе.
4. Сопоставьте относительную атомную массу Брома с полусуммой относительных атомных масс Хлора и Иода.
5. Сравните ряд элементов Дж. Ньюлендса с их последовательностью в периодической системе Д. И. Менделеева и найдите отличия.

2 Периодический закон Д. И. Менделеева

Материал параграфа поможет вам:

- узнать о существовании естественного ряда химических элементов;
- представить, как был открыт Д. И. Менделеевым периодический закон;
- понять суть периодического закона.

Проблема классификации химических элементов увлекла в 60-е годы XIX в. Д. И. Менделеева (рис. 6). Он искал закономерности и взаимосвязи, которые бы охватывали все элементы, а не только их часть.



Рис. 6. Д. И. Менделеев в период поиска закона, который должен был объединить химические элементы

В то время было известно 63 химических элемента. На каждый из них ученый завел карточку, в которую записал относительную атомную массу элемента, значение его валентности, сведения о простом веществе и соединениях. Д. И. Менделеев, как и его предшественники, считал важнейшей характеристикой элемента массу его атома. Разместив элементы в ряд по возрастанию относительных атомных масс (рис. 7)[1], ученый (как и ранее Дж. Ньюлендс) заметил, что через определенные интервалы в нем находятся элементы, образующие сходные простые вещества и соединения.

Рис. 7. Начало ряда элементов*, составленного Менделеевым

H	Li	Be	B	C	N	O	F	Na	Mg	Al	…
1	7	9	11	12	14	16	19	23	24	27	

* Под символом элемента указано значение относительной атомной массы. На более темных карточках — металлические элементы.

Ряд открывал неметаллический элемент Гидроген, атом которого имел наименьшую массу. За ним следовали металлические элементы Литий и Бериллий, затем — неметаллические элементы от Бора до Флуора, далее — снова металлические элементы и т. д. Таким образом, *химический характер элементов в ряду периодически повторялся.*

Д. И. Менделеев разделил составленный ряд на несколько фрагментов (это — известные вам *периоды*). Каждый фрагмент начинался с типичного металлического элемента (щелочного) и заканчивался типичным неметаллическим элементом (галогеном):

Li	**Be**	**B**	**C**	**N**	**O**	**F**
Na	**Mg**	**Al**	**Si**	**P**	**S**	**Cl**

Ученый обнаружил, что в фрагментах ряда характер элементов, свойства простых веществ, состав и свойства аналогичных соединений изменяются постепенно. Убедимся в этом и рассмотрим один из фрагментов этого ряда (рис. 8).

---

[1] Инертные элементы были открыты позже.

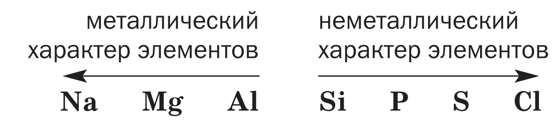
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
I	II	III	IV	V	VI	VII
Na_2O	MgO	Al_2O_3	SiO_2	P_2O_5	SO_3	Cl_2O_7
NaOH	$Mg(OH)_2$	$Al(OH)_3$	H_2SiO_3	H_3PO_4	H_2SO_4	$HClO_4$

* Под символами элементов приведены максимальные значения валентности, формулы высших оксидов, соответствующих гидроксидов, кислот.

Рис. 8. **Фрагмент ряда химических элементов***

На первом месте в выбранном фрагменте находится щелочной элемент Натрий. Он одновалентен, образует очень активные вещества — металл натрий, оксид Na_2O и щелочь NaOH. За Натрием следует двухвалентный Магний, от которого происходят вещества с меньшей химической активностью — металл магний, оксид MgO и малорастворимое основание $Mg(OH)_2$. Третье место занимает трехвалентный Алюминий. Его оксид и гидроксид по некоторым химическим свойствам отличаются от аналогичных соединений Магния. Следующие элементы — неметаллические: Силиций, Фосфор, Сульфур и Хлор. Максимальные значения валентности этих элементов возрастают от 4 до 7. Химическая активность соответствующих неметаллов, а также кислот, которые отвечают высшим оксидам элементов, увеличивается; наиболее активными являются хлор и кислота $HClO_4$.

Изложенное позволяет сделать такой вывод: *металлический характер элементов в фрагменте их ряда усиливается справа налево, а неметаллический характер — слева направо.*



Ряд химических элементов, составленный по возрастанию атомных масс, Д. И. Менделеев назвал естественным рядом, т. е. таким, который существует в природе независимо от человека.

Закономерности, обнаруженные в естественном ряду элементов, привели ученого к открытию в 1869 г. *периодического закона*, или *закона периодичности*:

свойства химических элементов, простых веществ, а также состав и свойства соединений находятся в периодической зависимости от значений атомных масс.

Периодичность в химии — это повторение (но не копирование) химического характера элементов, особенностей строения атомов, состава, строения и свойств веществ через определенное количество элементов в их естественном ряду.

Во времена Д. И. Менделеева уровень развития науки не был достаточно высоким. Поэтому ученому не удалось раскрыть причину обнаруженной периодичности. Однако он верил в то, что в будущем это обязательно произойдет. Сегодня общеизвестно, что *периодичность в мире химических элементов обусловлена особенностями электронного строения атомов*.

Д. И. Менделеев не ограничился фактическим материалом, которым располагала химическая наука. В случае нарушения элементом общей закономерности в естественном ряду он советовал химикам проверить значение его атомной массы. Ученый предсказал не только открытие новых элементов, но и значения их относительных атомных масс, свойства простых веществ, существование соединений в природе и т. п.

Расположение некоторых химических элементов в естественном ряду не согласуется с возрастанием относительных атомных масс. Д. И. Менделеев разместил, например, Теллур перед Иодом, хотя относительная атомная масса Теллура немного больше. Ученый учитывал, что простое вещество иод является более активным неметаллом, чем простое вещество теллур, также неметалл. Поскольку неметаллический характер сильнее выражен у элемента Иода, он должен находиться после Теллура.

Периодический закон — один из основных законов природы. Он раскрывает единство химических элементов и взаимосвязь между ними. Изучая химию, вы будете часто обращаться

к этому закону, узнаете новые факты, подтверждающие его, сможете на основании периодического закона предсказывать химические свойства веществ, возможности протекания химических реакций.

ВЫВОДЫ

Разместив химические элементы в ряд по возрастанию относительных атомных масс, Д. И. Менделеев открыл периодический закон. Ученый сформулировал его так: свойства химических элементов, простых веществ, а также состав и свойства соединений находятся в периодической зависимости от значений атомных масс.

Периодический закон — один из основных законов природы. Он является фундаментом химической науки.



6. Используя периодическую систему, скажите, насколько больше химических элементов известно сегодня, чем было известно Д. И. Менделееву.
7. Как вы понимаете значение слова «периодичность»? К каким изменениям в природе применимо это слово? Сопоставьте по смыслу слово «периодичность» со словами «непрерывность», «постепенность».
8. Разместите элементы F, C, B, O, N в порядке ослабления их неметаллического характера.
9. У какого элемента — Бериллия или Лития — металлический характер выражен ярче? Какой из соответствующих металлов должен быть более активным в химических реакциях?
10. Периодически или постепенно изменяются максимальные значения валентности элементов в их естественном ряду? Ответ проиллюстрируйте примерами.
11. Найдите в периодической системе несколько пар элементов (кроме упомянутых в параграфе), в каждой из которых элемент с бóльшим порядковым номером имеет меньшую относительную атомную массу.

3 Периодическая система химических элементов

Материал параграфа поможет вам:

- пользоваться разными вариантами периодической системы;
- получать из периодической системы информацию о химических элементах;
- предсказывать характер элемента по его положению в периодической системе.

Периодическая система — источник сведений о химических элементах. После того как Д. И. Менделеев разделил естественный ряд химических элементов на фрагменты, он разместил второй фрагмент под первым, третий — под вторым и т. д. Образовалась таблица, а в ее столбцах оказались подобные элементы: щелочные, щелочноземельные, галогены и др. Так была создана *периодическая система химических элементов*.

Это интересно
Периодическую систему называют «большим обобщением» элементов.

Периодическая система химических элементов является неотъемлемым атрибутом школьного химического кабинета. Ее можно найти в любом учебнике по химии. Периодическую систему используют ученики, студенты, преподаватели, научные работники, поскольку в ней приведены важнейшие сведения о химических элементах. Зная положение в ней элемента, можно охарактеризовать состав и строение его атома, предсказать химические свойства простого вещества, различных соединений.

Периодическая система имеет форму таблицы. Поэтому ее называют *табличным выражением периодического закона*. Существует два основных варианта системы — *короткий* (форзац I) и *длинный* (Приложение). Короткий вариант более удобен в использовании и более компактный; его мы будем использовать чаще.

Каждый химический элемент размещается в определенной клетке периодической системы

Это интересно
Гидроген размещен в двух клетках периодической системы (в левом и правом верхних углах).

(исключение — Гидроген). Вам известно, что в ней записаны

- символ элемента;
- его порядковый (атомный) номер;
- название элемента;
- название простого вещества, если оно отличается от названия элемента;
- значение относительной атомной массы.

▶ Какие сведения об элементе № 9 можно получить из периодической системы?

Заметим, что в клетках короткого варианта периодической системы имеются также данные об электронном строении атомов, которое мы будем рассматривать позже.

В клетках длинного варианта системы приведены только порядковые (атомные) номера, символы и названия элементов, а также названия некоторых простых веществ.

Структура периодической системы. Вы уже знаете, что периодическая система состоит из *периодов* и *групп*.

Период — это фрагмент естественного ряда элементов, который начинается щелочным элементом[1] и заканчивается инертным.

В обоих вариантах периодической системы имеется семь периодов. В длинном варианте период представляет собой одну строку системы, а в коротком — одну или две соседние строки. Последний период содержит пустые клетки; три элемента, которые должны находиться в нем, еще не открыты.

Первый период (содержит 2 элемента), второй и третий (по 8 элементов) называют малыми периодами, а четвертый, пятый (по 18 элементов), шестой (32 элемента) и седьмой (в нем пока 29 элементов) — большими.

Периоды нумеруют арабскими цифрами.

---

[1] Первый период начинается с Гидрогена.

Группа — столбец элементов в коротком варианте периодической системы или два столбца в длинном варианте.

В периодической системе имеется восемь групп элементов. Их нумеруют римскими цифрами. Каждая группа состоит из двух *подгрупп — главной* и *побочной*. Главные подгруппы обозначены в периодической системе буквой *a*, побочные — буквой *b*. В коротком варианте системы символы элементов главных подгрупп смещены влево от центра клеток, а символы элементов побочных подгрупп — вправо. Распознать подгруппы можно и так: клетки элементов главных подгрупп окрашены в розовый или желтый цвет, а элементов побочных подгрупп — в синий или зеленый.

Части двух вариантов периодической системы представлены на рисунке 9.

Рис. 9. Периоды, группы и подгруппы в длинном (*а*) и коротком (*б*) вариантах периодической системы

Главные подгруппы

Побочные подгруппы

Группы / Периоды	Ia	IIa	IIIb	IV	Ib	IIb	IIIa	IVa	Va	VIa	VIIa	VIIIa
1	H											He
2	Li	Be					B	C	N	O	F	Ne
3	Na	Mg					Al	Si	P	S	Cl	Ar
4	K	Ca	Sc	Ti	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr

а

Главные подгруппы

Группы / Периоды	a I	b	a II	b	a III	b	a IV	b
1	H							
2	Li		Be		B		C	
3	Na		Mg		Al		Si	
4	K		Ca			Sc		Ti
		Cu		Zn	Ga		Ge	
5	Rb		Sr			Y		Zr
		Ag		Cd	In		Sn	
6	Cs		Ba			La		Hf
		Au		Hg	Tl		Pb	
7	Fr		Ra			Ac		Rf
		Rg		Uub			Uuq	

Побочные подгруппы

б

▶ Назовите элементы I и IV групп, которые принадлежат: а) главным подгруппам; б) побочным подгруппам.

В нижней части короткого и длинного вариантов периодической системы есть две отдельные строки, в каждой из которых находится 14 элементов. В верхней строке размещены элементы с общим названием «лантаноиды» (т. е. похожие на Лантан), а в нижней — «актиноиды» (похожие на Актиний). Большинство этих элементов были открыты в XX в. Они входят в естественный ряд элементов и принадлежат побочной подгруппе III группы. Лантаноиды — элементы 6-го периода, актиноиды — 7-го. Для удобства (чтобы не делить клетки Лантана и Актиния для размещения в них лантаноидов и актиноидов) эти элементы вынесены за пределы основного поля периодической системы.

Зная положение элемента в периодической системе, можно делать различные прогнозы. Один из них касается химического характера элемента. В 7 классе вы узнали, что в длинном варианте системы имеется ломаная линия, проведенная от Бора до Астата. Слева от нее находятся металлические элементы, а справа — неметаллические. Некоторые элементы, размещенные вблизи этой линии (Ge, Sb, Po), образуют простые вещества, напоминающие по одним свойствам металлы, а по другим — неметаллы. В главных подгруппах находятся как металлические элементы, так и неметаллические, а в побочных — только металлические элементы[1].

▶ Элементы каких типов размещены в подгруппах I*a*, I*b*, IV*a*, IV*b*?

Наиболее сходны друг с другом элементы одной подгруппы, а между элементами главной и побочной подгрупп каждой группы нередко существуют заметные различия.

---

[1] Элементы побочных подгрупп называют переходными.

ВЫВОДЫ

Периодическая система химических элементов является табличным выражением периодического закона.

Существуют два варианта периодической системы — короткий и длинный. Каждый вариант системы состоит из периодов и групп; каждая группа имеет главную и побочную подгруппы.

Период — это фрагмент естественного ряда элементов. Он начинается со щелочного элемента, а завершается инертным. Группа — столбец элементов в коротком варианте периодической системы или два столбца в длинном варианте. В группах (подгруппах) находятся подобные элементы.

В длинном варианте периодической системы имеется ломаная линия, которая делит ее на две части. Слева от этой линии размещены металлические элементы, а справа — неметаллические.



12. Что называют периодом и группой химических элементов?
13. Сколько периодов в периодической системе? Сравните их по количеству элементов.
14. Сколько групп в периодической системе? Сколько подгрупп имеет каждая группа? Как их называют и различают?
15. Какая группа периодической системы содержит больше всего элементов? Назовите их количество.
16. Заполните таблицу:

Химический элемент		Порядковый номер	Размещение в периодической системе		
символ	название		период	группа	подгруппа
C					
			4	V	*a*
		26			

17. Назовите элементы, которые находятся:
 а) во 2-м периоде, V группе;
 б) в 5-м периоде, IV группе, главной подгруппе;
 в) в 4-м периоде, VII группе, побочной подгруппе;
 г) в 6-м периоде, VIII группе, побочной подгруппе.

 Для каждого элемента укажите порядковый номер.
18. Среди приведенных чисел найдите те, которые соответствуют порядковым номерам металлических и неметаллических элементов: 1, 6, 11, 16, 20, 30, 35.
19. По расположению в периодической системе Брома, Магния, Мангана, Селена укажите, металлическим или неметаллическим является каждый элемент.
20. Назовите по два элемента, наиболее сходных с такими элементами:
 а) Стронцием;
 б) Ниобием;
 в) Станнумом;
 г) Хлором.



4 Строение атома

Материал параграфа поможет вам:

- выяснить строение атома и состав его ядра;
- определять количество протонов, нейтронов, электронов в атоме.

Составные части атома. Представления древних философов об атоме как о мельчайшей однородной и неделимой частице вещества не изменялись в течение многих столетий. Однако во второй половине XIX в. ученые обнаружили, что в атоме имеются еще более мелкие частицы.

Из курса химии 7 класса вам известно следующее:

- атом — это наименьшая электронейтральная частица вещества, которая состоит из положительно заряженного ядра и движущихся вокруг него отрицательно заряженных электронов (рис. 10);



Рис. 10. Модель атома Гидрогена — элемента № 1

- величина заряда ядра и количество электронов в атоме совпадают с порядковым (атомным) номером элемента;
- ядро в десятки тысяч раз меньше атома;
- почти вся масса атома сосредоточена в его ядре.

Дальнейшие исследования строения атома в начале XX в. показали, что в ядре содержатся частицы двух типов — *протоны*[1] и *нейтроны*[2]. Их общее название — *нуклоны*[3].

Протон имеет такой же заряд по величине, что и электрон, но положительный: +1. Количество протонов определяет заряд ядра атома и является таким же, как и количество электронов. Нейтрон — незаряженная частица. Протон обозначают $\boldsymbol{p}^+$, а нейтрон — $\boldsymbol{n}^0$.

Для характеристики частиц, которые входят в состав атомов, как и для самих атомов, используют не абсолютные, а относительные массы. Массы протона и нейтрона приблизительно одинаковы и почти в 2000 раз превышают массу электрона. Значения относительных масс протона и нейтрона равны единице.

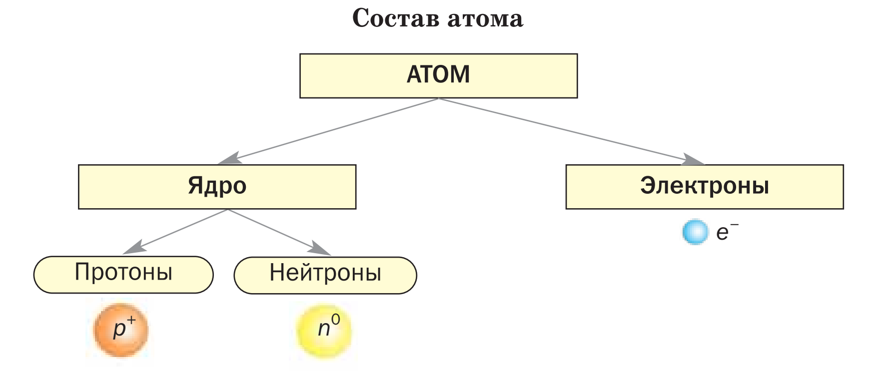
Итак, в атоме находятся частицы трех типов — с положительным, отрицательным зарядами и такие, которые не имеют заряда (схема 1).

---

[1] Термин происходит от греческого слова prötos — первый, простейший.
[2] Термин происходит от латинского слова neutrum — ни то, ни другое.
[3] Термин происходит от латинского слова nucleus — ядро.

Схема 1

Состав атома



Электроны притягиваются к ядру атома так называемыми электростатическими силами, однако не падают на него, поскольку движутся с большой скоростью. Протоны и нейтроны удерживаются вместе в ядре благодаря действию особых, «ядерных», сил. Природу этих сил полностью выяснить пока не удалось.

Протонное и нуклонное числа. Количество протонов в атоме называют *протонным числом*. Его указывают нижним индексом слева от символа элемента: $_4$Be.

▶ Какие значения протонных чисел имеют элементы Флуор и Натрий?

Учитывая строение атома, можно дать такое определение химического элемента:

химический элемент — вид атомов с определенным протонным числом.

Суммарное количество протонов и нейтронов в атоме называют *нуклонным числом*. Его обозначают буквой *A*, а значение записывают верхним индексом слева от символа элемента: ^{9}Be.

Нуклонное число → $^9_4$Be ← **Протонное число**

Количество нейтронов равно разности между нуклонным и протонным числами. Этих частиц в атоме Бериллия насчитывается $9 - 4 = 5$ (рис. 11).

Существует двадцать химических элементов, у каждого из которых все атомы имеют одинако-

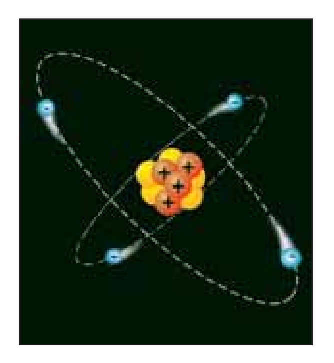


Рис. 11. Модель атома Бериллия

вые нуклонные числа (они почти совпадают с относительными атомными массами, приведенными в периодической системе):

Be, F, Na, Al, P, Sc, Mn, Co, As,
Y, Nb, Rh, I, Cs, Pr, Tb, Ho, Tm, Au, Bi.

▶ Определите количество протонов, нейтронов и электронов в атомах Флуора и Натрия.

Остальные элементы имеют атомы с разными нуклонными числами. Причину этого рассмотрим в следующем параграфе.

Подытожим изложенное выше и запишем соответствующие математические выражения.

- Поскольку атом электронейтрален, то в нем содержится одинаковое количество протонов и электронов, равное порядковому номеру элемента:

$$N(p^+) = N(e^-) = Z.$$

$N(p^+)$	$N(e^-)$	Z
количество протонов	количество электронов	порядковый номер элемента

- Количество нейтронов в любом атоме равно разности между нуклонным числом и количеством протонов (электронов) или порядковым номером элемента:

$$N(n^0) = A - Z.$$

$N(n^0)$	A	Z
количество нейтронов	нуклонное число	порядковый номер элемента

- Количество нейтронов в атомах двадцати указанных выше элементов можно вычис-

Для 20 элементов
$A \approx A_r$

лять, используя значения относительных атомных масс:

$$N(n^0) = A_r - Z.$$

количество нейтронов — относительная атомная масса — порядковый номер элемента

ВЫВОДЫ

Атом состоит из ядра и электронов. Ядро имеет положительный заряд; в нем имеются протоны и нейтроны и сосредоточена почти вся масса атома. Количество протонов и электронов в атоме одинаковое и совпадает с порядковым номером элемента. Количество нейтронов в атоме равно разности между нуклонным и протонным числами.



21. Какие частицы входят в состав атома? Чем они отличаются друг от друга? Каков состав атомного ядра?
22. Каких частиц в любом атоме одинаковое количество?
23. Существуют ли элементы, в атомах которых нет: а) протонов; б) нейтронов?
24. Заполните пустые клетки в таблице:

Элемент				Количество в атоме		
название	символ	порядковый номер (протонное число)	нуклонное число	протонов	электронов	нейтронов
Цезий						
					13	
		27				

25. Запишите символы элементов Кобальта, Аурума и Бисмута вместе с соответствующими протонными и нуклонными числами.
26. Укажите в приведенном перечне элемент, атом которого имеет наибольшее количество электронов: Si, B, N, Cl.

27. Найдите в приведенном перечне элемент, атом которого имеет наименьшее количество протонов: C, Mg, K, Ar.
28. Укажите элемент, атом которого имеет наибольшее количество нейтронов: Sc, As, Mn.

5 Изотопы. Современная формулировка периодического закона

Материал параграфа поможет вам:

- выяснить, что такое изотопы и нуклиды;
- вычислять относительную атомную массу элемента по его изотопному составу;
- убедиться в том, что понятия «относительная атомная масса», «относительная молекулярная масса» требуют уточнения;
- понять, чем современная формулировка периодического закона отличается от менделеевской.

Изотопы. Атомы каждого элемента содержат одинаковое количество протонов и электронов, но не всегда одинаковое количество нейтронов.

Виды атомов одного элемента с разным количеством нейтронов называют *изотопами*[1].

Для элемента Гидрогена известны три изотопа. Каждый из них имеет название и обозначение (рис. 12). В природе больше всего атомов Гидрогена, ядра которых состоят только из протона. На несколько тысяч таких атомов приходится один атом, в ядре которого, кроме протона, есть и нейтрон. Эти два вида атомов — Протий и

[1] Термин происходит от греческих слов isos — одинаковый и topos — место. Изотопы элемента «принадлежат» одной клетке периодической системы.

Протий H



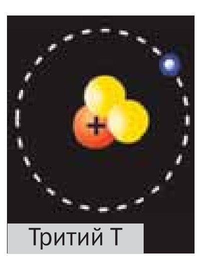


Рис. 12. Изотопы Гидрогена

Дейтерий — являются природными изотопами Гидрогена. Физикам удалось получить в лаборатории атомы этого элемента с двумя нейтронами в ядре. Такой, искусственный, вид атомов Гидрогена назвали Тритием.

Нуклонные числа (суммарные количества протонов и нейтронов) для изотопов Гидрогена равны 1, 2 и 3. Таким образом, *изотопы — это виды атомов одного элемента с разными нуклонными числами.*

Вещества, образованные изотопами элемента, немного различаются по физическим свойствам. Плотность «тяжелой» воды, которая состоит из молекул D_2O, составляет 1,104 г/см^3, а температура кипения (при нормальном давлении) — +101,43 °C. Для обычной воды (H_2O) эти физические характеристики вам хорошо известны — 1,000 г/см^3 и +100 °C. Химические свойства обоих веществ одинаковы. «Тяжелая» вода, как и обычная, взаимодействует с кальций оксидом, фосфор(V) оксидом, другими соединениями, некоторыми простыми веществами.

Многие элементы представлены в природе несколькими видами атомов, т. е. изотопами, а для двадцати элементов, упомянутых в предыдущем параграфе, существует лишь по одному виду атомов (атомы каждого из этих элементов одинаковы).

Изотопы ^1H, ^2H, ^3H

Изотопы обозначают с помощью символов или названий элементов с указанием нуклонного числа: ^1H, ^2H, ^3H, Хлор-35, Хлор-37. Используют также полные обозначения изотопов — ^1_1H, ^2_1H,

${}^{3}_{1}H$, ${}^{35}_{17}Cl$, ${}^{37}_{17}Cl$ (нижний индекс — порядковый номер элемента).

Какой-либо вид атомов называют *нуклидом*.

Нуклиды ${}^{1}H$, ${}^{12}C$, ${}^{40}K$

Нуклидами являются виды атомов различных элементов: ${}^{1}H$, ${}^{12}C$, ${}^{23}Na$, ${}^{238}U$, ${}^{35}Cl$, ${}^{54}Fe$, ${}^{109}Ag$, ${}^{138}Ba$ и др. Общее количество известных в настоящее время нуклидов составляет почти 2300.

Изотопы — это нуклиды (виды атомов) одного элемента:

${}^{1}H$, ${}^{2}H$, ${}^{3}H$ — изотопы Гидрогена;

${}^{12}C$, ${}^{13}C$ — изотопы Карбона.

Вычисление относительных атомных масс элементов, имеющих изотопы. В природе существует два нуклида Хлора. Для одного вида атомов нуклонное число (относительная атомная масса) равно 35, для другого — 37. Ученые обнаружили, что количество «легких» атомов Хлора составляет три четверти от общего количества атомов этого элемента, а «тяжелых» атомов — одну четверть (рис. 13). По этим данным можно рассчитать относительную атомную массу Хлора:

$$A_r(\mathrm{Cl}) = \frac{3}{4} \cdot 35 + \frac{1}{4} \cdot 37 = 35{,}5.$$

Числа $\frac{3}{4}$ и $\frac{1}{4}$ называют *атомными долями* изотопов. Они представляют собой отношения

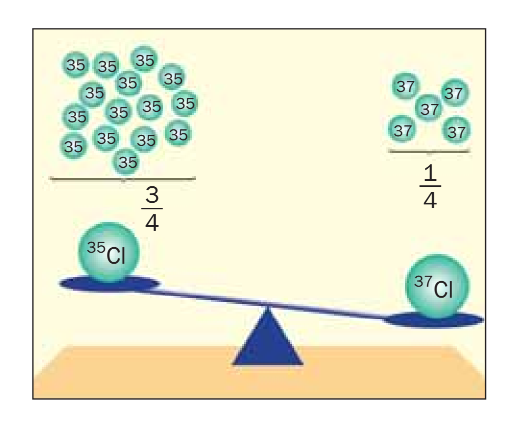


Рис. 13. Изотопы Хлора

количеств атомов каждого нуклида к общему количеству атомов элемента. Приведенные атомные доли изотопов Хлора можно выразить и в процентах: 75 %, 25 %.

Атомную долю обозначают греческой буквой χ (читается «хи»). Зная атомные доли изотопов элемента (χ_1, χ_2 и т. д.) в их природной смеси и соответствующие нуклонные числа (A_1, A_2 и т. д.), можно вычислить относительную атомную массу элемента по такой формуле:

$$A_r = \chi_1 \cdot A_1 + \chi_2 \cdot A_2 + \ldots + \chi_n \cdot A_n.$$

Приводим пример расчета атомных долей двух нуклидов элемента по его относительной атомной массе.

ЗАДАЧА. **Купрум имеет два природных нуклида — ^{63}Cu и ^{65}Cu. Вычислить их атомные доли, используя точное значение относительной атомной массы элемента.**

Дано:

^{63}Cu

^{65}Cu

$\chi(^{63}Cu)$ — ?

$\chi(^{65}Cu)$ — ?

Решение

1. Находим в периодической системе значение относительной атомной массы Купрума:

$$A_r(Cu) = 63{,}546.$$

2. Обозначаем атомную долю нуклида ^{63}Cu через x. Атомная доля нуклида ^{65}Cu составит $1 - x$.
3. Вычисляем атомные доли нуклидов Купрума, воспользовавшись формулой, приведенной в параграфе:

$$A_r(Cu) = \chi(^{63}Cu) \cdot 63 + \chi(^{65}Cu) \cdot 65;$$

$$63{,}546 = x \cdot 63 + (1 - x) \cdot 65;$$

$$2x = 65 - 63{,}546 = 1{,}454;$$

$$x = \chi(^{63}Cu) = 0{,}727, \text{ или } 72{,}7\ \%;$$

$$\chi(^{65}Cu) = 1 - 0{,}727 = 0{,}273, \text{ или } 27{,}3\ \%.$$

Ответ: **$\chi(^{63}Cu) = 72{,}7$ %;**
$\chi(^{65}Cu) = 27{,}3$ %.

Заметное отклонение значения относительной атомной массы элемента от целого числа указывает на существование в природе по меньшей мере двух его нуклидов. Например, Цинк ($A_r = 65{,}38$)

имеет пять изотопов (^{64}Zn, ^{66}Zn, ^{67}Zn, ^{68}Zn и ^{70}Zn), Станнум ($A_r = 118,71$) — десять. Если же относительная атомная масса элемента приближается к целому числу, то это не является свидетельством наличия у элемента единственного природного нуклида. Так, Алюминий ($A_r = 26,982$) имеет один нуклид ^{27}Al, тогда как Бром ($A_r = 79,904$) — два нуклида ^{79}Br и ^{81}Br, атомные доли которых в их природной смеси почти одинаковы (50,5 и 49,5 % соответственно).

▶ Объясните, почему значение относительной атомной массы Гидрогена составляет 1,0079, т. е. почти 1, тогда как этот элемент имеет два природных изотопа.

Уточнение важных химических понятий. Из курса химии 7 класса вам известно, что относительная атомная масса и относительная молекулярная масса являются отношениями масс атома или молекулы к 1/12 массы атома Карбона. Однако существующие в природе атомы этого элемента неодинаковы. Карбон имеет три нуклида — ^{12}C (атомов этого вида — 98,89 % от общего количества атомов Карбона), ^{13}C и ^{14}C. В качестве атомной единицы массы выбрана 1/12 массы атома Карбона-12. Приводим уточненные определения упомянутых физических величин:

относительная атомная масса является отношением массы атома к 1/12 массы атома ^{12}C;

относительная молекулярная масса является отношением массы молекулы к 1/12 массы атома ^{12}C.

Одна из соответствующих расчетных формул имеет такой вид:

$$A_r(E) = \frac{m_a(E)}{\frac{1}{12}\, m_a(^{12}C)}.$$

Современная формулировка периодического закона. Д. И. Менделеев, как и его современники,

еще не знал, какое строение имеет атом. Однако он был твердо уверен в том, что причину периодичности в изменениях химического характера элементов и свойств веществ нужно искать в самих атомах. Ученый понимал, что периодический закон нуждается в более глубоком познании.

Открытие сложного строения атома помогло установить, что фундаментальной характеристикой каждого элемента является заряд ядра атома, а не масса атома, поскольку у большинства элементов есть изотопы. Поэтому сейчас периодический закон формулируют так:

свойства химических элементов, простых веществ, а также состав и свойства соединений находятся в периодической зависимости от значений зарядов ядер атомов.

Д. И. Менделеев разместил в периодической системе Иод после Теллура, хотя масса атома Иода немного меньше. Основанием для этого были химический характер элементов (с. 15), состав и свойства образованных ими веществ. Теперь мы знаем, что ядро атома Иода содержит на один протон больше, чем ядро атома Теллура, и поэтому порядковый номер Иода должен быть на единицу больше.

В периодической системе есть еще несколько пар элементов, которые следовало бы поменять местами, учитывая значения атомных масс. Среди них — Аргон и Калий. Известно, что атом Калия содержит на один протон больше. Но почему его относительная атомная масса меньше, чем Аргона? Оба элемента имеют по три природных нуклида. Аргон почти целиком состоит из «тяжелого» нуклида ^{40}Ar; таких атомов 99,6 % от их общего количества (существуют еще нуклиды ^{36}Ar и ^{38}Ar). У Калия преобладает «легкий» нуклид ^{39}K; его атомная доля составляет 93,2 % (существуют еще нуклиды ^{40}K и ^{41}K).

ВЫВОДЫ

Виды атомов одного элемента с различным количеством нейтронов называют изотопами, а любой вид атомов — нуклидом. Изотопы — это нуклиды одного элемента.

Относительные атомная, молекулярная массы являются отношениями массы атома, молекулы к 1/12 массы атома ^{12}C.

Периодический закон в настоящее время формулируют так: свойства химических элементов, простых веществ, а также состав и свойства соединений находятся в периодической зависимости от значений зарядов ядер атомов.

?

29. Что такое изотопы, нуклиды? Как их обозначают? Ответ проиллюстрируйте примерами.
30. Сколько протонов, нейтронов и электронов имеет каждый из таких нуклидов: ^{20}Ne, ^{21}Ne, ^{40}K, ^{40}Ca, ^{192}Pt?
31. Приведите полные обозначения таких нуклидов: Нитроген-15, Неон-22, Сульфур-33.
32. Чем отличаются нуклиды Титан-50, Ванадий-50, Хром-50?
33. Учитывая, что в природе существуют два нуклида Гидрогена (^{1}H, ^{2}H) и три нуклида Оксигена (^{16}O, ^{17}O, ^{18}O), определите, сколько может быть разновидностей молекул воды. Напишите их химические формулы с обозначением нуклидов (образец — $^{1}H^{2}H^{16}O$). Сколько значений массы может иметь молекула воды?
34. Один ученик сказал, что относительная масса атома равна относительной атомной массе соответствующего элемента, приведенной в периодической системе, а другой ему возразил. Кто из учеников прав? Ответ аргументируйте.
35. Природный Магний состоит из изотопов ^{24}Mg, ^{25}Mg и ^{26}Mg. Атомная доля первого нуклида составляет 78,7 %, второго — 10,1 %. Вычислите относительную атомную массу элемента.
36. Элемент Бор имеет два природных нуклида. Атомная доля нуклида ^{11}B составляет 80,43 %. Используя точное значение относительной атомной массы Бора, приведенное в периодической системе, определите второй нуклид этого элемента.
37. В чем различие между современной формулировкой периодического закона и той, которую дал Д. И. Менделеев?

6 Современная модель атома

Материал параграфа поможет вам:

- понять, что такое орбиталь, энергетический уровень и подуровень;
- выяснить формы орбиталей и размещение их в пространстве;
- определять максимальное количество электронов на энергетическом уровне и подуровне.

Это интересно
Электрон не удается увидеть даже в мощный микроскоп.

Электронные орбитали. Результаты исследований электронов свидетельствуют о том, что эти частички отличаются от обычных физических тел. Точно определить траекторию движения электрона, его координаты в пространстве невозможно. Он может находиться в любой точке атома (рис. 14).

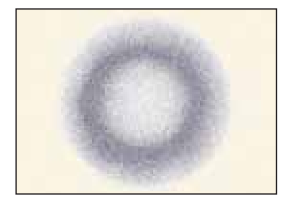


Рис. 14. «Местонахождение» электрона в атоме Гидрогена

Часть пространства в атоме, где пребывание электрона наиболее вероятно, называют *орбиталью*.

Орбиталь с электроном похожа на микроскопическое облако (существует термин «электронное облако»). В нем распределены и масса, и заряд электрона.

Орбитали могут иметь несколько форм[1]. Простейшая среди них — *сферическая* (рис. 15), т. е. форма шара (в его центре находится ядро атома). Такую орбиталь обозначают латинской буквой *s*, а электрон в ней называют *s*-электроном.

[1] Формы орбиталей определены с помощью расчетов.

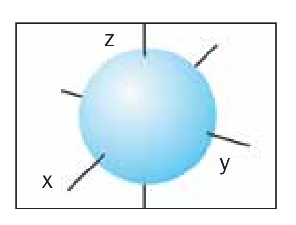
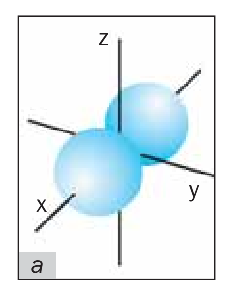


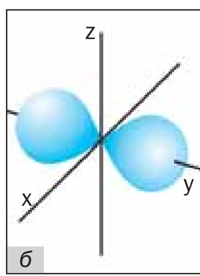
Рис. 15.
Сферическая орбиталь (*s*-орбиталь)

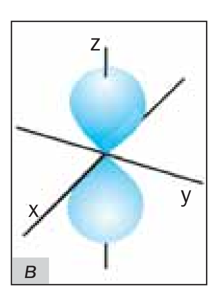
Вторая разновидность формы — *гантелеобразная* (рис. 16). Ее имеет *p*-орбиталь. Такие орбитали размещены в пространстве вдоль осей *x*, *y*, *z*; поэтому их еще называют p_x-, p_y-, p_z-орбиталями. В них находятся *p*-электроны. Существуют также *d*- и *f*-орбитали, которые имеют более сложные формы.

Любую орбиталь условно изображают маленьким квадратом □, а электрон в ней — стрелкой: [↑]

В каждой орбитали могут находиться один или два электрона. Такие два электрона отличаются друг от друга свойством, которое называют *спином*[1]. Его упрощенно представляют как вращение электрона вокруг собственной оси (так вращается наша планета, вследствие чего происходит смена дня и ночи). Один из электронов вращается вокруг этой оси по часовой стрелке,







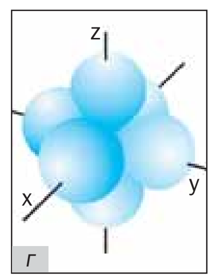


Рис. 16.
Гантелеобразные орбитали (*p*-орбитали):
***а, б, в* — *p*-орбитали с различной ориентацией в пространстве;**
***г* — три *p*-орбитали в одном атоме**

[1] Термин происходит от английского слова spin — вращаться.

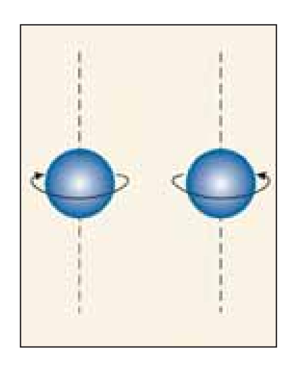


Рис. 17. Электроны с разными спинами

другой — против нее, т. е. имеет противоположный спин (рис. 17). Эти электроны обозначают в орбитали противоположно направленными стрелками:

$$\boxed{\uparrow\downarrow}\,.$$

Орбиталь, в которой находятся два электрона, является *заполненной*. Если в орбитали один электрон, его называют *неспаренным*, а если два — *спаренными*.

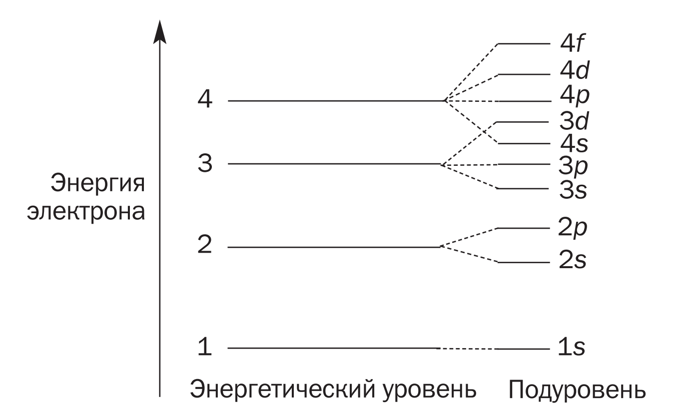
Энергетические уровни. Важнейшей характеристикой электрона, которую можно определить довольно точно, является его *энергия*. Электроны, которые занимают в атоме одну или несколько орбиталей одинаковых формы и объема, имеют одинаковую энергию.

Чем компактнее орбиталь и чем ближе к ядру находится электрон, тем его энергия меньше.

Современная модель атома учитывает энергию электронов. В этой модели электроны распределяют по так называемым *энергетическим уровням* (схема 2). Каждый энергетический уровень заполняют электронами, которые обладают одинаковой или близкой энергией. Электроны первого уровня имеют самую низкую энергию; они находятся на наименьшем расстоянии от ядра атома. Второй уровень занимают электроны с большей энергией, третий — с еще большей и т. д.

Схема 2

Энергетические уровни



Вместо термина «энергетический уровень» нередко используют другой — «электронная оболочка».

Энергетические уровни состоят из *подуровней*, причем номер уровня указывает на количество подуровней. Так, у первого уровня имеется один подуровень, у второго — два, у третьего — три, у четвертого — четыре и т. д. (схема 2).

Распределение электронов по энергетическим уровням. Каждый энергетический уровень вмещает ограниченное число электронов. Их максимальное количество определяют по формуле

$$N_{max}(e^-) = 2n^2,$$

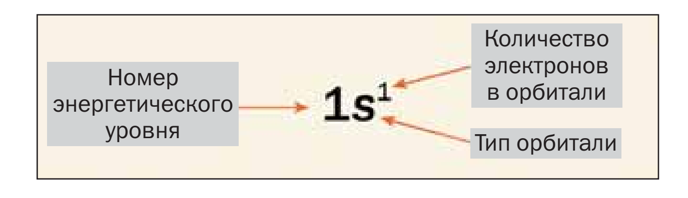
где n — номер уровня.

На *первом энергетическом уровне* может находиться не больше $2 \cdot 1^2 = 2$ электронов. Они размещаются в одной орбитали (сферической), являются s-электронами, обладают одинаковой энергией, но различаются своими спинами.

Заполнение электронами первого энергетического уровня проиллюстрируем так называемыми электронными формулами (рис. 18) и их графическими вариантами:

$1s^1$ $\underset{}{\overset{1s}{\boxed{\uparrow}}}$ $1s^2$ $\overset{1s}{\boxed{\uparrow\downarrow}}$

Рис. 18. Электронная формула



Второй энергетический уровень может вместить максимум $2 \cdot 2^2 = 8$ электронов. Два из них занимают одну *s*-орбиталь, но большего объема, чем та, которая принадлежит первому уровню. Они также имеют противоположные спины. Остальные шесть электронов второго уровня являются *p*-электронами. Поскольку в каждой орбитали может находиться не более двух электронов, то *p*-орбиталей должно быть $6 : 2 = 3$. Это орбитали одного энергетического уровня; они имеют одинаковый объем и расположены вдоль осей координат (рис. 16).

Электронная формула заполненного второго энергетического уровня:

$$2s^2 2p^6.$$

Сферическая орбиталь для электрона более выгодна, чем гантелеобразная. Поэтому энергия *s*-электронов второго энергетического уровня немного ниже, чем *p*-электронов. Покажем это в графическом варианте электронной формулы, разместив три *p*-орбитали выше *s*-орбитали:

$2p$: [↑↓] [↑↓] [↑↓]

$2s$: [↑↓]

Итак, второй энергетический уровень состоит из двух подуровней. Их обозначают так же, как и соответствующие электроны: $2s$-подуровень, $2p$-подуровень (схема 2).

Третий энергетический уровень вмещает не более $2 \cdot 3^2 = 18$ электронов. Он состоит из трех подуровней — $3s$, $3p$ и $3d$. Если на *s*-подуровне может быть не более 2-х электронов, на *p*-подуровне — не более 6-ти, то максимальное количество электронов на *d*-подуровне составляет $18 - 2 - 6 = 10$. Это *d*-электроны; они занимают пять орбиталей.

Это интересно

Электроны размещаются в $3d$-орбиталях после заполнения $4s$-орбитали.

▶ Запишите электронную формулу и ее графический вариант для третьего энергетического уровня, полностью заполненного электронами.

Современная модель атома позволяет воспроизвести его электронное строение, выяснить возможности соединения атома с другими атомами, потери атомом электронов или их присоединения. Все это предопределяет химические свойства простых и сложных веществ.

ВЫВОДЫ

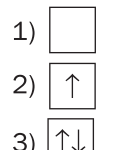
Часть пространства в атоме, где пребывание электрона наиболее вероятно, называют орбиталью. Орбитали имеют несколько форм — сферическую (в такой орбитали находятся *s*-электроны), гантелеобразную (в ней находятся *p*-электроны) и некоторые другие. В орбитали может пребывать один или два электрона.

Свойство электрона, напоминающее вращение вокруг собственной оси, называют спином.

В современной модели атома электроны распределяют по энергетическим уровням и подуровням. Каждый уровень и подуровень вмещает ограниченное количество электронов.



38. Что такое орбиталь? Какие формы имеют *s*- и *p*-орбитали?
39. Как размещены в пространстве *p*-орбитали одного атома? Почему в обозначении *s*-орбитали нет индекса (например, s_x)?
40. Найдите соответствие:



а) заполненная орбиталь;
б) спаренные электроны;
в) электроны с противоположными спинами;
г) неспаренный электрон;
д) свободная (вакантная) орбиталь.

41. Назовите характеристики, по которым один электрон может отличаться от другого или быть похожим на него.

42. Энергия какой частицы меньше: *s*-электрона на 1-м энергетическом уровне или *p*-электрона на 2-м энергетическом уровне? Ответ аргументируйте.
43. Всегда ли энергия электрона 3-го энергетического уровня выше, чем электрона 2-го уровня? Изменится ли ответ, если сравнивать электрон 4-го уровня и электрон 3-го уровня? Используйте схему 2.
44. Какая запись дает больше информации об электронах: электронная формула или ее графический вариант? Почему?
45. Среди указанных подуровней назовите те, которые в атоме невозможны: 6*p*, 2*d*, 1*p*, 5*s*.

7 Электронное строение атомов

Материал параграфа поможет вам:

- понять, что электронное строение атома отвечает его состоянию с наименьшей энергией;
- составлять электронные формулы атомов;
- прогнозировать возможные значения валентности элементов.

Размещение электронов в атомах. Все в природе стремится перейти в состояние с наименьшей энергией. Такое состояние является самым устойчивым и поэтому самым выгодным. Принцип наименьшей энергии определяет и электронное строение атома.

Электроны в атоме размещаются так, чтобы их энергия была минимальной.

Рассмотрим, как заполняют электроны энергетические уровни и подуровни в атомах различных элементов.

Атом элемента № 1 Гидрогена имеет только один электрон. В соответствии с принципом наименьшей энергии этот электрон должен находиться как можно ближе к ядру, т. е.

принадлежать первому энергетическому уровню и занимать 1*s*-орбиталь.

Электронная формула атома Гидрогена[1] и ее графический вариант таковы:

$_1$**H** $1s^1$; $1s$ [↑]

Атом элемента № 2 Гелия содержит два электрона. Может ли второй электрон разместиться на первом энергетическом уровне? Да, поскольку максимальная «емкость» первого уровня — 2 электрона. Эти частицы будут находиться в одной орбитали и иметь разные спины.

Запишем электронную формулу атома Гелия и ее графический вариант:

$_2$**He** $1s^2$; $1s$ [↑↓]

В атоме элемента № 3 Лития — три электрона. Два электрона занимают 1*s*-орбиталь; первый энергетический уровень заполняется, и третий электрон поступает на второй уровень (схема 2). Из 2*s*- и 2*p*-орбиталей он «выбирает» ту, которая имеет более низкую энергию, т. е. 2*s*-орбиталь.

Электронная формула атома Лития и ее графический вариант таковы:

$2p$ [ ][ ][ ]

$2s$ [↑]

$_3$**Li** $1s^2 2s^1$; $1s$ [↑↓]

Электроны на последнем энергетическом уровне атома называют *внешними*. В атоме элемента Лития — один внешний электрон; он находится в 2*s*-орбитали.

Чтобы выделить в атоме внешние электроны, используют сокращенную запись электронной формулы. Для атома Лития она такова: $[He]2s^1$. Символ элемента Гелия в квадратных скобках означает, что внутренняя часть электронной оболочки атома Лития такая же, как и электронная оболочка атома Гелия ($1s^2$). Сокращенные

---

[1] Запись электронной формулы атома еще называют электронной конфигурацией.

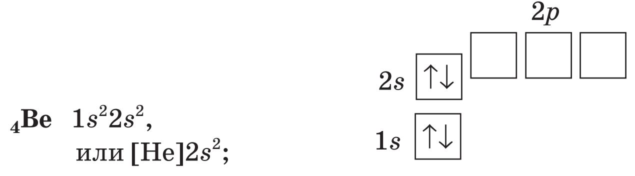
записи электронных формул атомов приведены в коротком варианте периодической системы (форзац I, рис. 19).



Рис. 19. Клетка Лития в периодической системе

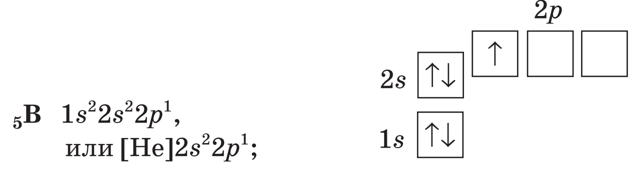
Иногда электронные формулы атомов записывают, указывая только внешние электроны. Такая формула для атома Лития: $...2s^1$.

В атоме элемента № 4 Бериллия — четыре электрона. Четвертый электрон «составляет пару» третьему и размещается в $2s$-орбитали:



$_4$**Be** $1s^22s^2$,
или [He]$2s^2$;

Атом элемента № 5 Бора имеет 5 электронов. Пятый электрон принадлежит второму энергетическому уровню и занимает одну из p-орбиталей:



$_5$**B** $1s^22s^22p^1$,
или [He]$2s^22p^1$;

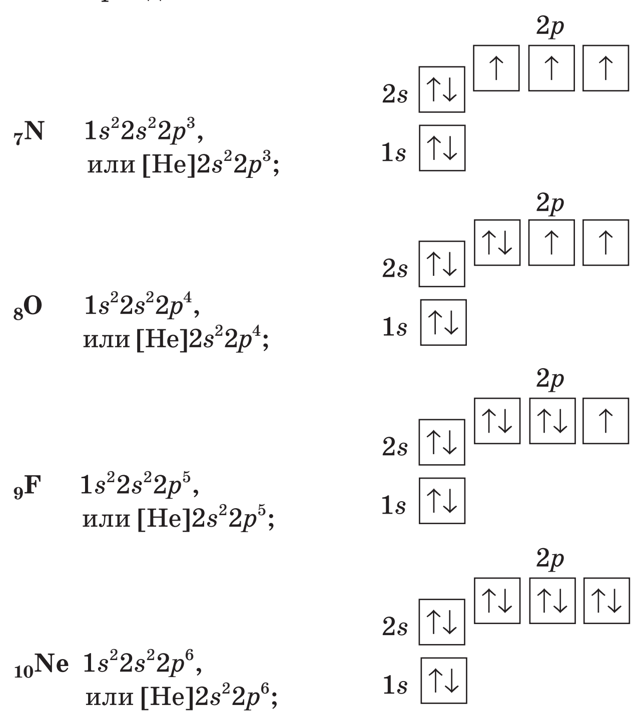
Это интересно
Электронное строение атомов элементов, открытых в последнее время, окончательно не выяснено.

В атоме элемента № 6 Карбона появляется шестой электрон. Он может либо «подселиться» к пятому электрону в p-орбиталь, либо занять свободную p-орбиталь. Реализуется вторая возможность: электроны, имея одноименные заряды, отталкиваются друг от друга; им выгоднее разместиться в разных орбиталях.

Электронная формула атома Карбона и ее графический вариант:

$_6$**C** $1s^22s^22p^2$,
или [He]$2s^22p^2$;

Учитывая то, что каждый электрон старается занять свободную орбиталь последнего подуровня, а в случае ее отсутствия «подселяется» к другому электрону (эти электроны будут иметь противоположные спины), запишем электронные формулы атомов остальных элементов 2-го периода:



$_{7}$**N** $1s^2 2s^2 2p^3$,
или $[He]2s^2 2p^3$;

$_{8}$**O** $1s^2 2s^2 2p^4$,
или $[He]2s^2 2p^4$;

$_{9}$**F** $1s^2 2s^2 2p^5$,
или $[He]2s^2 2p^5$;

$_{10}$**Ne** $1s^2 2s^2 2p^6$,
или $[He]2s^2 2p^6$;

Атомы элементов 2-го периода с орбиталями внешнего энергетического уровня изображены на рисунке 20 (орбитали, заполненные наполовину, — светло-серые, полностью заполненные — темно-серые).

В атоме элемента № 11 Натрия начинается заполнение третьего энергетического уровня.

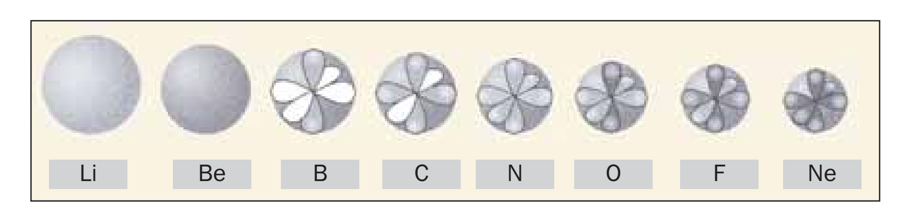
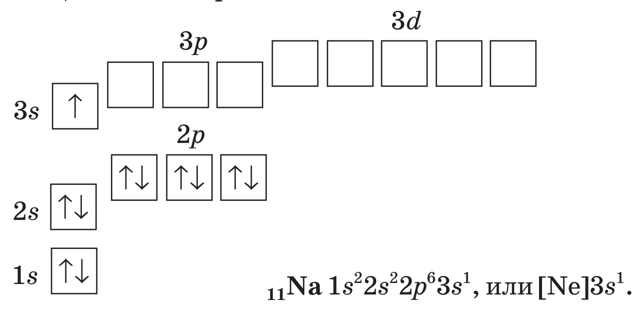


Рис. 20. Атомы элементов 2-го периода

На нем появляется один электрон, который размещается в 3*s*-орбитали:

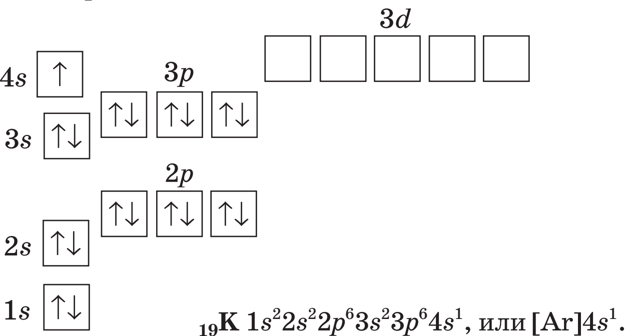


$_{11}$**Na** $1s^22s^22p^63s^1$, или [Ne]$3s^1$.

▶ Выведите электронные формулы атомов остальных элементов 3-го периода.

Обратите внимание: *количество энергетических уровней атома, на которых размещены электроны, совпадает с номером периода, где находится элемент.*

Теперь составим электронную формулу атома Калия — элемента № 19, первого в следующем, 4-м периоде:



$_{19}$**K** $1s^22s^22p^63s^23p^64s^1$, или [Ar]$4s^1$.

В атоме элемента Кальция 20-й электрон также размещается в 4*s*-орбитали, имея противоположный спин.

▶ Запишите электронную формулу атома Кальция.

Вы видите, что в каждом атоме нет электронов с одинаковыми характеристиками. Они размещаются либо в разных орбиталях, либо в одной, но с разными спинами.

При составлении электронных формул атомов других элементов 4-го периода нужно учитывать, что энергия электронов на подуровнях возрастает в таком порядке (схема 2):

$$4s \rightarrow 3d \rightarrow 4p.$$

В атомах Хрома и Купрума последовательность заполнения орбиталей несколько нарушается: один электрон переходит из 4s-орбитали в 3d-орбиталь (форзац I).

Внешние электроны атома и валентность элемента. Атом Гидрогена имеет единственный электрон. Значение валентности этого элемента равно 1. На втором (последнем) энергетическом уровне атома Лития находится один электрон, а атома Флуора — семь электронов, среди которых один неспаренный. Литий и Флуор — одновалентные элементы. Атом двухвалентного Оксигена содержит два неспаренных внешних электрона, а в атоме Нитрогена, который может быть трехвалентным, таких электронов — три.

Количество неспаренных электронов в атоме указывает на возможное значение валентности элемента.

Со временем вы узнаете о том, как прогнозировать другие значения валентности элементов с учетом наличия свободных орбиталей в атомах.

ВЫВОДЫ

Электроны в атоме размещаются так, чтобы их энергия была минимальной.

Электронные формулы атомов составляют, учитывая последовательность возрастания энергии электронов в разных орбиталях. Каждый энергетический уровень заполняют электронами, начиная с *s*-орбитали. После этого заполняют *p*-орбитали, помещая в каждую из них вначале по одному электрону.

Количество энергетических уровней с электронами, имеющимися в атоме, совпадает с номером периода, в котором находится элемент.

Количество неспаренных электронов в атоме указывает на возможное значение валентности элемента.

?

46. Атом элемента 2-го периода имеет на последнем энергетическом уровне 6 электронов. Сколько среди них спаренных электронов, а сколько неспаренных?
47. В атомах каких элементов 2-го периода находится один неспаренный электрон, два неспаренных электрона?
48. Назовите элемент, атом которого имеет такую электронную формулу:
    а) $1s^2$;
    б) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$;
    в) $[He]2s^2 2p^5$;
    г) $[Ne]3s^1$.
49. Назовите два элемента, в атомах которых количество всех *s*- и всех *p*-электронов одинаковое.
50. Какое значение валентности может иметь элемент, если его атом имеет электронную формулу:
    а) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$;
    б) $[Ne]3s^2 3p^5$?



8 Периодический закон и электронное строение атомов

Материал параграфа поможет вам:

- понять физическую суть периодического закона;
- выявить связь между номером группы, в которой находится элемент, и количеством электронов на внешнем энергетическом уровне атома;
- объяснить изменение радиусов атомов элементов в периодах и подгруппах.

Физическая суть периодического закона. Обратим внимание на заполнение электронами внешних энергетических уровней атомов первых 18 элементов (рис. 21). Вы видите, что в естественном ряду химических элементов количество внешних электронов в атомах и их размещение в орбиталях периодически повторяются. Например, в атомах Гидрогена, Лития, Натрия на последнем энергетическом уровне находится один *s*-электрон, в атомах Гелия, Бериллия, Магния — два *s*-электрона, в атомах Флуора, Хлора — два *s*-электрона и пять *p*-электронов.

Рис. 21. Состав внешних электронных оболочек атомов элементов 1—3-го периодов

Период	Группа							
	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1	H $1s^1$ (I)*							He $1s^2$
2	Li $2s^1$ (I)	Be $2s^2$ (II)	B $2s^22p^1$ (III)	C $2s^22p^2$ (IV)	N $2s^22p^3$ (IV)	O $2s^22p^4$ (II)	F $2s^22p^5$ (I)	Ne $2s^22p^6$
3	Na $3s^1$ (I)	Mg $3s^2$ (II)	Al $3s^23p^1$ (III)	Si $3s^23p^2$ (IV)	P $3s^23p^3$ (V)	S $3s^23p^4$ (VI)	Cl $3s^23p^5$ (VII)	Ar $3s^23p^6$

* В скобках приведено значение валентности элемента (единственное или максимальное).

По количеству внешних электронов можно предсказать химический характер элемента. В атомах элементов 2-го и 3-го периодов Лития, Бериллия, Натрия, Магния, Алюминия на последнем энергетическом уровне находится небольшое количество электронов — от 1 до 3 (рис. 21). Это металлические элементы. В атомах неметаллических элементов количество внешних электронов больше — от 4 до 8.

Поскольку состав последнего энергетического уровня атома влияет на химический характер элемента, то *периодичность изменения электронного строения атомов элементов обуслав-*

ливает периодичность изменения состава и свойств веществ. В этом заключается физическая суть периодического закона.

Классификация элементов по электронному строению атомов. Одна из классификаций химических элементов основана на особенностях электронного строения атомов. В зависимости от типа орбитали, в которой пребывают электроны с наибольшей энергией, т. е. внешние электроны, различают *s-элементы*, *p-элементы*, *d-элементы* и *f-элементы*. Клетки элементов в периодической системе имеют определенный цвет: розовый (*s*-элементы), желтый (*p*-элементы), синий (*d*-элементы), зеленый (*f*-элементы).

s-Элементы (кроме Гелия) принадлежат к главным подгруппам I и II групп, а *p*-элементы — к главным подгруппам III—VIII групп. В побочных подгруппах находятся *d*-элементы, а *f*-элементы принадлежат к побочной подгруппе III группы. Это — лантаноиды и актиноиды; они вынесены за пределы основного поля периодической системы.

Периодическая система, электронное строение атомов и валентность элементов. Вы уже знаете, что номер периода, в котором находится элемент, указывает на количество энергетических уровней в его атоме. Согласно информации, приведенной на рисунке 21, номер группы, где размещается *s*- или *p*-элемент, совпадает с количеством электронов на внешнем энергетическом уровне атома.

Поскольку валентность элементов зависит от электронного строения их атомов, следует полагать, что существует связь между размещением элемента в периодической системе и значением его валентности. Эту связь иллюстрируют такие закономерности:

- максимальное значение валентности элемента совпадает с номером группы, в которой он находится;
- значение валентности неметаллического элемента в соединении с Гидрогеном или металлическим элементом равно разности

между числом 8 и номером группы, в которой пребывает неметаллический элемент;

- неметаллические элементы четных групп имеют четные значения валентности, а неметаллические элементы нечетных групп — нечетные значения валентности.

Подтвердим справедливость этих закономерностей на примере Сульфура. Этот элемент находится в VI группе периодической системы и образует соединения, в которых проявляет четные значения валентности: 2, 4 и 6 (максимальное):

$$H_2\overset{II}{S},\quad \overset{IV}{S}O_2,\quad \overset{IV}{S}Cl_4,\quad \overset{VI}{S}O_3,\quad \overset{VI}{S}F_6.$$

Существует несколько элементов, максимальные значения валентности которых отличаются от номеров соответствующих групп периодической системы. Нитроген — элемент V группы, однако максимальное значение его валентности равно 4. Постоянные значения валентности Оксигена (2) и Флуора (1) также не соответствуют номерам групп (VI и VII). Причину этого вы узнаете на уроках химии в старшей школе.

Изменение радиусов атомов элементов в периодах и подгруппах. Атом в нашем представлении является микроскопическим шариком, имеющим определенный радиус[1].

Радиус атома — это расстояние от центра ядра до сферической поверхности, которой касаются орбитали с электронами последнего энергетического уровня.

Радиусы атомов зависят от зарядов ядер и количества энергетических уровней, на которых размещены электроны.

Атомы элементов одного периода имеют одинаковое количество энергетических уровней с электронами, но разные радиусы (рис. 20, 22). Заряды ядер атомов элементов в периоде возрастают. Чем больше заряд ядра, тем ближе к нему находятся электроны и тем радиус атома меньше.

---

[1] Радиусы отдельного атома и находящегося в веществе разные.



Рис. 22. Относительные размеры атомов элементов 3-го периода

Такую зависимость объясняет закон физики, согласно которому частица с бóльшим зарядом сильнее притягивает другую, противоположно заряженную частицу.

Радиусы атомов элементов в периоде уменьшаются слева направо.

▶ Воспользовавшись рисунком 22, сопоставьте радиусы атомов металлических и неметаллических элементов 3-го периода.

Теперь сравним атомы элементов одной подгруппы. В них с увеличением порядкового номера элемента возрастает количество энергетических уровней, на которых размещены электроны. Это приводит к увеличению размеров атомов (рис. 23). Чем больше энергетических уровней имеет атом, тем его радиус больше.

Радиусы атомов элементов в подгруппе возрастают сверху вниз.



Рис. 23. Относительные размеры атомов элементов главной подгруппы I группы

Обратите внимание на заряды ядер атомов Лития, Натрия и Калия. Они резко возрастают: +3 (Li), +11 (Na), +19 (K). Это должно усилить притяжение электронов к ядру и вызвать уменьшение радиусов атомов. Однако возрастающие положительные заряды ядер в значительной мере экранируются (как бы нейтрализуются) отрицательными зарядами «внутренних» электронов. Количество таких электронов от Лития к Калию увеличивается почти так же, как и величины зарядов ядер. Поэтому определяющим фактором, который влияет на радиусы атомов элементов этой и других подгрупп, является количество энергетических уровней, на которых находятся электроны.

ВЫВОДЫ

Физическая суть периодического закона состоит в том, что с увеличением зарядов ядер периодически изменяется электронное строение атомов, что обуславливает периодическое изменение химического характера элементов, их валентности, свойств простых веществ и соединений.

По электронному строению атомов различают *s*-, *p*-, *d*- и *f*-элементы.

Номер группы, в которой находится *s*- или *p*-элемент, указывает на количество электронов на внешнем энергетическом уровне атома и на максимальное значение валентности элемента.

Радиусы атомов элементов в периоде уменьшаются слева направо, а в подгруппе возрастают сверху вниз.

?

51. Постепенно или периодически изменяется с увеличением порядкового номера элемента:
    а) общее количество электронов в атоме;
    б) количество электронов на внешнем энергетическом уровне?
52. Выпишите в столбик все символы элементов, которые начинаются с буквы N. После каждого символа укажите название и тип соответствующего элемента (*s*-, *p*-, *d*- или *f*-элемент).
53. Не составляя электронных формул, укажите количество электронов на последнем энергетическом уровне в атомах Cl, Pb, As, Kr.
54. Какую информацию о химическом элементе можно получить из электронной формулы атома?
55. Элементам каких типов принадлежат такие электронные формулы атомов:
    а) $1s^22s^22p^63s^2$;
    б) $1s^22s^22p^1$;
    в) $1s^22s^22p^63s^23p^4$?
56. Что такое радиус атома? От каких факторов зависит его значение?
57. Атом какого элемента в каждой паре имеет больший радиус: Si—P, F—Br, H—He, Na—Be? Ответы аргументируйте.
58. Выясните, как изменяются радиусы атомов в рядах элементов Be—Mg—Al, Be—B—Al и выберите правильный ответ:
    а) радиус атома Бериллия больше, чем атома Алюминия;
    б) радиус атома Алюминия больше, чем атома Бериллия;
    в) радиусы атомов Бериллия и Алюминия почти одинаковы.

59. Назовите элемент, атом которого, по вашему мнению, имеет:
а) наименьший радиус;
б) наибольший радиус.
Объясните ваш выбор.



Характеристика химического элемента

Материал параграфа поможет вам:

- выяснить, что означает охарактеризовать химический элемент;
- составлять характеристику элемента.

Разобравшись в сути периодического закона, зная, какая информация о химических элементах содержится в периодической системе, и учитывая электронное строение атома, вы можете составить характеристику элемента. Предлагаем такой ее план:

1. Название и символ элемента, его место в периодической системе (номер периода, номер группы, главная или побочная подгруппа). Название простого вещества.
2. Относительная атомная масса.
3. Состав атома, т. е. количество в нем протонов, нейтронов (если элемент входит в число двадцати элементов, имеющих по одному природному нуклиду) и электронов.
4. Электронное строение атома, т. е. размещение электронов на энергетических уровнях и подуровнях.
5. Тип элемента (*s*-, *p*-, *d*-, *f*-), его химический характер (металлическим или неметаллическим является элемент).
6. Максимальное и минимальное значения валентности (по номеру группы периодической системы, в которой находится элемент).
7. Тип простого вещества, образованного элементом (металл или неметалл).

УПРАЖНЕНИЕ. **Составить характеристику Фосфора.**

Решение

1. Элемент Фосфор находится в 3-м периоде, в V группе, главной подгруппе. Его символ — P. Так как название простого вещества в клетке периодической системы отсутствует (рис. 24), то оно совпадает с названием элемента. Заметим, что Фосфор образует несколько простых веществ. Важнейшие из них — красный и белый фосфор.

Рис. 24. Клетка Фосфора в периодической системе



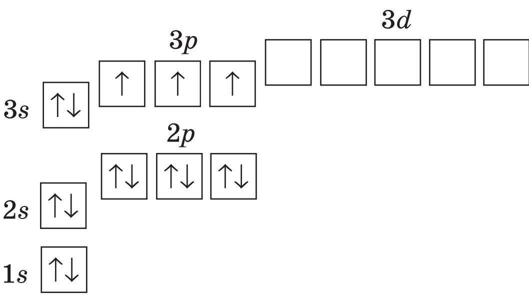
2. Относительная атомная масса элемента — 30,974.

3. Порядковый номер элемента (протонное число) — 15. Это число указывает на то, что в состав атома Фосфора входят 15 протонов и 15 электронов.

Фосфор является одним из двадцати элементов (с. 25), которые имеют по одному природному нуклиду. Нуклонное число для этого нуклида получаем, округляя значение относительной атомной массы Фосфора до целого числа: 30,974 ≈ 31. Обозначение нуклида — ^{31}P. Количество нейтронов в ядре нуклида равно разности между нуклонным и протонным числами: 31 − 15 = 16.

4. Поскольку Фосфор находится в 3-м периоде, то электроны в его атоме размещены на 3-х энергетических уровнях. Первый и второй уровни заполнены; на них находятся, соответственно, 2 и 8 электронов (таково электронное строение атома элемента № 10 Неона). На третьем, внешнем, уровне имеется 5 электронов (их количество для элемента главной подгруппы совпадает с номером группы): два электрона — на 3*s*-подуровне и три — на 3*p*-подуровне.

Электронная формула атома Фосфора — $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$, или $[Ne]3s^2 3p^3$. Ее графический вариант с обозначением заполненных и свободных орбиталей последнего энергетического уровня имеет такой вид:



5. Фосфор относится к *p*-элементам, поскольку при заполнении электронами орбиталей атома последний электрон поступает в *p*-орбиталь. Фосфор — неметаллический элемент; он находится в длинном варианте периодической системы справа от ломаной линии.

6. Максимальное значение валентности Фосфора равно 5 (это элемент V группы), а минимальное значение составляет 8 − 5 = 3 (определяем по правилу, приведенному в предыдущем параграфе).

7. Поскольку Фосфор — неметаллический элемент, то его простые вещества являются неметаллами.

Обратим внимание на элемент, который размещают в двух клетках периодической системы. Это Гидроген; его можно найти в главных подгруппах I и VII групп. Каждый вариант расположения элемента имеет свое обоснование.

Гидроген, как и щелочные элементы, одновалентен. В его атоме на последнем (единственном) энергетическом уровне находится один электрон. Вместе с тем Гидроген сходен с галогенами. Это неметаллический элемент. Значение его валентности совпадает с минимальным значением валентности галогенов. Простое вещество Гидрогена — газ водород H_2 — состоит из двухатомных молекул, как и галогены F_2, Cl_2, Br_2, I_2, а также имеет некоторые общие с ними свойства.

Какому же варианту размещения Гидрогена в периодической системе отдать предпочтение? Единого мнения у химиков нет. Поэтому этот элемент можно обнаружить и в первой, и в седьмой группе. При составлении характеристики Гидрогена необходимо учитывать оба варианта его размещения в периодической системе.

ВЫВОДЫ

Химический элемент характеризуют, указывая его положение в периодической системе, относительную атомную массу, состав и электронное строение атома, химический характер,

тип (исходя из электронного строения атома), максимальное и минимальное (для неметаллических элементов) значения валентности. Кроме этого, приводят название и тип простого вещества элемента.

?

60. По плану, приведенному в параграфе, охарактеризуйте:
    а) Литий; в) Алюминий;
    б) Флуор; г) Сульфур.
61. В представленном перечне укажите элементы, для которых нельзя определить количество нейтронов в ядре атома, исходя из относительной атомной массы: Na, Cl, H, Al, Fe.
62. Назовите несколько элементов, максимальное значение валентности которых равно 7.
63. Для каких элементов максимальные значения валентности не совпадают с номерами групп, в которых они находятся?
64. Неметаллические элементы какой группы периодической системы имеют минимальное значение валентности, равное 2?
65. В чем сходство между водородом и хлором — простым веществом элемента VII группы? Чем отличается водород от натрия — простого вещества элемента I группы?

10 Периодическая система, химический характер элементов и свойства простых веществ

Материал параграфа поможет вам:

- выяснить, как изменяется характер элементов в периодах и главных подгруппах;
- прогнозировать химические свойства простых веществ и их активность, учитывая положение элементов в периодической системе.

Химический характер элементов. Вы знаете, что существуют металлические и неметаллические элементы. Первые находятся в периодической системе в начале каждого периода и в середине больших периодов. Их атомы имеют на внешнем энергетическом уровне, как правило, от одного до трех электронов. Неметаллические элементы завершают периоды. Внешних электронов в их атомах содержится больше — от 4 до 8:

Период	**Группы**							
	I	**II**	**III**	**IV**	**V**	**VI**	**VII**	**VIII**
3	Na $...3s^1$	Mg $...3s^2$	Al $...3s^23p^1$	Si $...3s^23p^2$	P $...3s^23p^3$	S $...3s^23p^4$	Cl $...3s^23p^5$	Ar $...3s^23p^6$
	Металлические элементы			Неметаллические элементы				

Металлические элементы образуют простые вещества металлы, а неметаллические — простые вещества неметаллы. *Химический характер элемента определяют прежде всего по химическим свойствам его простого вещества*, т. е. учитывают, вступает ли оно в реакции, характерные для металлов или неметаллов, а если вступает, то насколько активно.

Химическая активность металлов — простых веществ элементов одного периода. Сопоставим активность простых веществ металлических элементов 3-го периода в реакциях с водой. Поместим кусочек натрия в воду, в которую добавили 1—2 капли раствора индикатора фенолфталеина. Сразу же начинает выделяться газ (это сопровождается шипением). Металл вследствие выделения теплоты при взаимодействии веществ плавится, и его блестящий шарик будет «бегать» по воде (рис. 25), пока не исчезнет. Индикатор окрашивается в малиновый цвет, что указывает на образование щелочи:

$$2Na + 2H_2O = 2NaOH + H_2\uparrow.$$

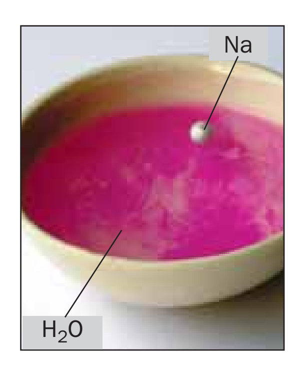


Рис. 25. Реакция натрия с водой (добавлен индикатор фенолфталеин)

Магний вступает в аналогичную реакцию только при нагревании (рис. 26)

$$Mg + 2H_2O \overset{t}{=} Mg(OH)_2 + H_2\uparrow,$$

а алюминий даже в кипящей воде остается неизменным.

Na Mg Al
←
активность возрастает

Таким образом, химическая активность этих металлов по отношению к воде возрастает от алюминия к натрию.

Химическая активность металлов — простых веществ элементов главной подгруппы. Обратим внимание на отношение к воде трех простых веществ элементов главной подгруппы II группы. Бериллий не реагирует с водяным паром даже при достаточно высокой температуре, магний взаимодействует с горячей водой, а кальций вступает в реакцию с ней уже в обычных условиях.

Be
Mg
Ca ↓
активность возрастает

▶ Составьте уравнение реакции кальция с водой.

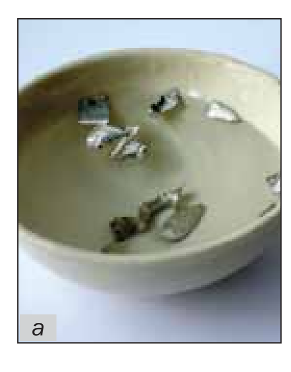




Рис. 26. Отношение магния к воде (добавлен индикатор фенолфталеин): *а* — холодной; *б* — горячей

Изучив другие реакции с участием металлов, можно обнаружить такую закономерность:

металлический характер элементов и химическая активность металлов усиливаются в периодах справа налево, а в главных подгруппах — сверху вниз.

Анализируя эту закономерность, приходим к такому выводу: *типичные металлические элементы находятся в левом нижнем углу длинного варианта периодической системы*. Это Франций, Цезий, Радий.

Химическая активность неметаллов — простых веществ элементов одного периода. Сравним особенности протекания реакций простых веществ неметаллических элементов 3-го периода с водородом.

Силиций не реагирует с водородом, а фосфор вступает с ним в реакцию при температуре выше 300 °C и повышенном давлении:

$$2P + 3H_2 \overset{t,\,P}{=} 2PH_3.$$

Сера начинает взаимодействовать с водородом при температуре 120 °C:

$$S + H_2 \overset{t}{=} H_2S.$$

Смесь хлора с водородом на свету взрывается (в темноте реакция не происходит):

$$Cl_2 + H_2 \overset{h\nu}{=} 2HCl.$$

Если водород поджечь на воздухе, а затем трубку, по которой он проходит, опустить в сосуд с хлором, то горение будет продолжаться (рис. 27).

Si P S Cl_2

активность возрастает

Эти и другие факты свидетельствуют о том, что активность указанных неметаллов возрастает от силиция к хлору.

Аналогичное изменение химической активности наблюдаем для неметаллов, образованных элементами 2-го периода. Азот реагирует с водородом при нагревании и наличии катализатора (продукт реакции — аммиак NH_3). Смеси кислорода и водорода, а также фтора и водорода взры-

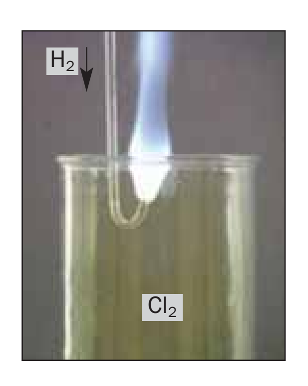


Рис. 27. Горение водорода в атмосфере хлора

ваются: первая — при поджигании, вторая — в обычных условиях и даже в темноте.

Элементы, которые завершают периоды, образуют самые пассивные неметаллы; эти простые вещества, как вам известно, называют инертными газами.

Химическая активность неметаллов — простых веществ элементов главной подгруппы. Сопоставим протекание реакций с водородом галогенов — простых веществ элементов главной подгруппы VII группы.

О реакциях фтора и хлора с водородом речь шла выше; фтор проявляет бóльшую активность, чем хлор. Бром взаимодействует с водородом лишь при нагревании и наличии катализатора

$$Br_2 + H_2 \overset{t,\,k}{=} 2HBr,$$

а реакция иода с водородом

$$I_2 + H_2 = 2HI$$

не происходит полностью ни при каких условиях.

Таким образом, химическая активность галогенов возрастает от иода к фтору.

F_2
Cl_2
Br_2
I_2
активность возрастает

Неметаллический характер элементов и химическая активность неметаллов усиливаются в периодах слева направо, а в главных подгруппах — снизу вверх.

Типичные неметаллические элементы находятся в правом верхнем углу длинного варианта периодической системы. Это Флуор, Хлор, Оксиген.

Материал параграфа обобщен в схеме 3.

Схема 3

Изменение химического характера элементов и активности простых веществ в периодической системе (длинный вариант, главные подгруппы)

... O F
... Cl
...

Усиление металлического характера элементов, химической активности металлов

Усиление неметаллического характера элементов, химической активности неметаллов

...
Cs ...
Fr Ra ...

ВЫВОДЫ

Химический характер элемента обусловлен химическими свойствами его простого вещества.

Металлический характер элементов и активность металлов усиливаются в периодах справа налево, а в главных подгруппах — сверху вниз. Неметаллический характер элементов и активность неметаллов усиливаются в периодах слева направо, а в главных подгруппах — снизу вверх.

Типичные металлические элементы находятся в левом нижнем углу длинного варианта периодической системы, а типичные неметаллические элементы — в правом верхнем углу.



66. В чем проявляется химический характер элементов?
67. Какой элемент 4-го периода образует наиболее активный металл, а какой — наиболее активный неметалл? Назовите порядковые номера этих элементов и номера групп, в которых они находятся.

68. Какое простое вещество должно быть более активным в химических реакциях: литий или натрий, калий или кальций, сера или селен, теллур или иод?
69. Назовите элементы, которыми завершаются периоды. К какому типу элементов они относятся и какие простые вещества образуют? Что вы знаете о способности этих веществ к химическим превращениям?

11 Периодическая система и химические свойства соединений

Материал параграфа поможет вам:

- узнать, как изменяется характер высших оксидов элементов в периодах и главных подгруппах;
- прогнозировать химические свойства высших оксидов и гидратов этих оксидов по положению элементов в периодической системе;
- выяснить химические свойства важнейших соединений элементов с Гидрогеном.

Оксиды. Соединения этого типа образуют почти все химические элементы. Часть оксидов взаимодействует с водой с образованием оснований

$$Na_2O + H_2O = 2NaOH$$

или кислот

$$SO_3 + H_2O = H_2SO_4.$$

Оксиды, которым соответствуют основания, называют *оснóвными* (например, Na_2O), а те, которым соответствуют кислоты, — *кислотными* (например, SO_3).

Наиболее характерными и важными для элементов являются высшие оксиды. В таком оксиде элемент проявляет максимально возможное для него значение валентности; оно совпадает с номером группы периодической системы, где находится элемент.

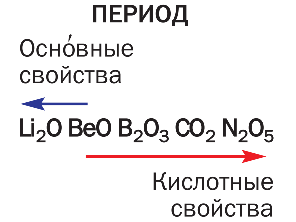
Выясним, как изменяются свойства высших оксидов в зависимости от положения элементов в периодической системе.

Сначала рассмотрим высшие оксиды элементов 2-го периода (табл. 2). Первый элемент этого периода — металлический Литий. Он образует осно́вный оксид Li_2O. За Литием следует Бериллий, также металлический элемент. Оксид BeO имеет химические свойства, присущие как осно́вным, так и кислотным оксидам. Такие соединения, как бериллий оксид, называют амфотерными; их подробно рассмотрим в § 31.

Таблица 2

Высшие оксиды элементов 2-го периода

Элемент	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
Формула оксида	Li_2O	BeO	B_2O_3	CO_2	N_2O_5	—	—	—
Тип оксида	Осно́вный	Амфотерный	Кислотный			—		



Другие элементы 2-го периода являются неметаллическими элементами. Бор, Карбон и Нитроген образуют кислотные оксиды B_2O_3, CO_2, N_2O_5. У первых двух соединений кислотные свойства выражены слабо, а у третьего — в полной мере.

Объясним, почему в таблице 2 под символами Оксигена, Флуора и Неона имеются прочерки. Оксида Оксигена, разумеется, не существует. Соединение OF_2 не является оксидом (объяснение — на с. 132); его название — оксиген фторид. Инертный элемент Неон соединений не образует.

Кислотные свойства высших оксидов усиливаются в периодах слева направо, а осно́вные свойства — в противоположном направлении.

Свойства высших оксидов в главных подгруппах каждой группы элементов также изменяют-

ся постепенно. В качестве примера возьмем оксиды элементов III группы (табл. 3).

Таблица 3

Высшие оксиды элементов главной подгруппы III группы

Элемент	**Формула оксида**	**Тип оксида**
B	B_2O_3	Кислотный
Al	Al_2O_3	Амфотерный
Ga	Ga_2O_3	
In	In_2O_3	
Tl	Tl_2O_3	Оснóвный

Оснóвные свойства высших оксидов усиливаются в главных подгруппах сверху вниз, а кислотные свойства — в противоположном направлении.

ГЛАВНАЯ ПОДГРУППА

Оснóвные свойства

B_2O_3
Al_2O_3
Ga_2O_3
In_2O_3
Tl_2O_3

Кислотные свойства

▶ Сопоставьте свойства оксидов элементов главной подгруппы II группы. Подтверждается ли вывод, изложенный выше?

Гидраты оксидов. Продуктами реакций оксидов с водой являются основания или кислоты; их общее название — *гидраты оксидов*. Значительное количество оксидов не взаимодействует с водой, но соответствующие гидраты оксидов существуют (их получают другими способами). Если такое соединение происходит от оснóвного оксида, то оно является основанием, если от кислотного — кислотой, а если от амфотерного оксида — амфотерным гидроксидом:

$Na_2O \Rightarrow NaOH$
оснóвный оксид — основание

$Al_2O_3 \Rightarrow Al(OH)_3$
амфотерный оксид — амфотерный гидроксид

$SO_3 \Rightarrow H_2SO_4$
кислотный оксид — кислота

Очевидно, что изменения осно́вных и кислотных свойств гидратов оксидов в периодах и главных подгруппах должны быть такими же, как и для оксидов.

Кислотные свойства гидратов оксидов усиливаются в периодах слева направо, а осно́вные свойства — в противоположном направлении.

Осно́вные свойства гидратов оксидов усиливаются в главных подгруппах сверху вниз, а кислотные свойства — в противоположном направлении.

Подтвердим эти выводы сведениями о химическом характере гидратов высших оксидов элементов 2-го и 3-го периодов (табл. 4).

Таблица 4

Гидраты высших оксидов элементов 2-го и 3-го периодов

Период	Группа						
	I	II	III	IV	V	VI	VII
2	LiOH основание (щелочь)	$Be(OH)_2$ амф. гидроксид	H_3BO_3 кислота *	H_2CO_3 кислота *	HNO_3 кислота ***	—	—
3	NaOH основание (щелочь)	$Mg(OH)_2$ основание	$Al(OH)_3$ амф. гидроксид	H_2SiO_3 кислота *	H_3PO_4 кислота **	H_2SO_4 кислота ***	$HClO_4$ кислота ***

Примечание. Одной звездочкой отмечены малоактивные кислоты, двумя — кислота средней активности, тремя — кислоты высокой активности.

Соединения элементов с Гидрогеном. Такие соединения образуют многие химические элементы. Их строение и свойства неодинаковы, они изменяются в периодах и группах, но не так наглядно, как для оксидов или гидратов оксидов.

Рассмотрим соединения элементов 3-го периода с Гидрогеном (табл. 5).

Первый элемент в этом периоде — Натрий. Он образует соединение NaH (натрий гидрид),

Таблица 5

Соединения элементов 3-го периода с Гидрогеном

Элементы	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
Формула соединения	NaH	MgH_2	AlH_3	SiH_4	PH_3	H_2S	HCl	—
Строение	Ионное		Атомное	Молекулярное				—
Агрегатное состояние при нормальных условиях	Твердое			Газообразное				—

которое состоит из ионов[1]. По строению, некоторым свойствам и даже внешнему виду (белое кристаллическое вещество) натрий гидрид напоминает натрий хлорид $NaCl$. Соединение Магния, следующего элемента в периоде, имеет формулу MgH_2. Это также ионное вещество. Соединение Алюминия AlH_3 состоит из атомов. Силиций и Фосфор находятся в середине периода. Силан SiH_4 и фосфин PH_3 — газы, которые почти не растворяются в воде и не реагируют с ней. Эти вещества состоят из молекул. Далее в периоде размещены Сульфур и Хлор. Их соединения с Гидрогеном — сероводород H_2S и хлороводород HCl — являются молекулярными веществами. Это газы, которые растворяются в воде; их растворы проявляют свойства, присущие кислотам.

Строение и свойства большинства соединений элементов 2-го периода с Гидрогеном такие же, как и аналогичных соединений элементов 3-го периода. Литий гидрид LiH — ионное вещество, подобное соединению Натрия NaH. Метан CH_4 — газообразное молекулярное соединение, которое почти не растворяется в воде (как и SiH_4). Фтороводород HF — газ, состоящий из молекул. Его

[1] Ионы — заряженные частицы, которые образуются в результате потери или присоединения атомами электронов. Об ионах речь пойдет в § 13.

водный раствор, как и раствор HCl, является кислотой.

Два соединения элементов 2-го периода с Гидрогеном — аммиак NH_3 и вода H_2O — существенно отличаются от фосфина PH_3 и сероводорода H_2S. Аммиак хоть и газ, но его раствор по свойствам напоминает очень разбавленный раствор щелочи. А вода в обычных условиях — жидкость; она является оксидом, но не проявляет ни оснóвных, ни кислотных свойств.

ВЫВОДЫ

Существует связь между химическими свойствами высших оксидов, соответствующих гидратов оксидов и положением элементов в периодической системе.

Оснóвные свойства высших оксидов и гидратов оксидов усиливаются в периодах справа налево, в главных подгруппах — сверху вниз, а кислотные свойства — в противоположных направлениях.

Соединения типичных металлических элементов с Гидрогеном имеют ионное строение, а соединения типичных неметаллических элементов с Гидрогеном состоят из молекул.



70. Содержит ли периодическая система информацию об оксидах? Если да, то какую именно и какой ее вариант — длинный или короткий?
71. У какого из соединений оснóвные (кислотные) свойства должны быть выражены сильнее:
    а) Li_2O или Na_2O;
    б) SiO_2 или P_2O_5;
    в) KOH или $Ca(OH)_2$;
    г) H_2TeO_4 или H_2SeO_4?
72. Напишите формулы высших оксидов элементов 3-го периода. Сопоставьте свойства этих соединений, используя сведения о гидратах оксидов, приведенные в параграфе. Составьте таблицу высших оксидов элементов 3-го периода, аналогичную таблице 2.

73. Объясните наличие пропусков в начале строки короткого варианта периодической системы, название которой — «Летучие соединения с Гидрогеном».
74. Запишите формулы соединений Кальция с Гидрогеном и Арсена с Гидрогеном. Каким, по вашему мнению, должно быть строение каждого соединения — молекулярным, ионным?
75. Массовая доля Гидрогена в соединении с другим элементом составляет 10 %. Определите элемент и рассчитайте массовую долю Оксигена в оксиде этого элемента.

12 Значение периодического закона

Материал параграфа поможет вам:

- понять значение периодического закона для развития химии и других естественных наук;
- убедиться в важности использования периодического закона и периодической системы при изучении химии.

Современную науку химию невозможно представить без периодического закона и периодической системы химических элементов. Периодический закон, или закон периодичности, аккумулирует важнейшие знания о химических элементах, образованных ими простых и сложных веществах. Он позволяет объяснить многие химические факты, помогает осознать и обосновать различные закономерности в мире химических элементов, веществ и их превращений, предсказать возможности получения новых, еще неизвестных соединений.

В своей периодической системе Д. И. Менделеев оставил пустые клетки, считая, что в них должны находиться еще не открытые, но существующие в природе элементы. Вскоре был открыт первый элемент, предсказанный Менделеевым (его назвали Галлием), затем — второй

(Скандий) и третий (Германий). Это стало триумфом периодического закона, проявившего не только обобщающую, но и предсказательную силу.

Открытие Д. И. Менделеевым периодического закона побудило к поискам причин периодичности элементов, простых веществ и однотипных соединений. Ученые сконцентрировали свои усилия на исследовании атомов, их природы. Обнаружение на рубеже XIX—XX вв. сложного строения атома, а позже — и атомного ядра, открытие изотопов помогли подтвердить размещение некоторых элементов в периодической системе, которое не соответствовало их относительным атомным массам. При этом периодический закон не потерял силу, а получил новую формулировку и раскрыл свою физическую суть (§ 8).

Д. И. Менделеев писал, что «периодическому закону будущее не грозит разрушением, а только надстройки и развитие обещает».

Значение периодического закона для химической науки огромное. Его используют и в других естественных науках; он помогает постичь научную картину материального мира. Ученые-биологи доказали, что похожие элементы и их соединения могут выполнять сходные функции в организме. На основании химических анализов многих горных пород, минералов, руд геологи обнаружили, что подобные элементы часто встречаются в природе вместе. Исследуя соединения аналогичного состава, физики установили сходство их внутреннего строения и физических свойств.

Периодический закон и периодическая система являются основой изучения химии элементов. Ученикам и студентам не стоит запоминать состав и химические свойства всех веществ. Это и невозможно сделать. Логика изучения химии в университетах основана на сравнении состава и свойств простых веществ и соединений элементов каждой группы периодической системы, а также каждой подгруппы. Вам необходимо научиться выделять главное о химических элементах и

веществах, понимать и прогнозировать химические свойства веществ, опираясь на периодический закон и используя периодическую систему.

Характер изменений свойств простых веществ и соединений элементов в периодах и группах позволяет обнаружить и обосновать сходство некоторых элементов 2-го и 3-го периодов, которые размещены в периодической системе по диагонали. Так, сходными по химическим свойствам являются соединения Лития и Магния, Бериллия и Алюминия, хотя элементы в каждой паре имеют различные значения валентности. Простые вещества бор и силиций — полупроводники; они имеют очень высокие температуры плавления. Подобными по строению и свойствам являются бинарные соединения неметаллических элементов с Оксигеном и Хлором. В частности, оксиды и хлориды Фосфора реагируют с водой; продуктами этих реакций являются кислоты.

ВЫВОДЫ

Периодический закон — основной закон химии. Он устанавливает связь между всеми химическими элементами, позволяет предсказать их характер, свойства простых веществ и соединений.

Периодический закон используют в физике, биологии, геологии и других естественных науках.

Изучать химию, не опираясь на периодический закон и периодическую систему химических элементов, невозможно.



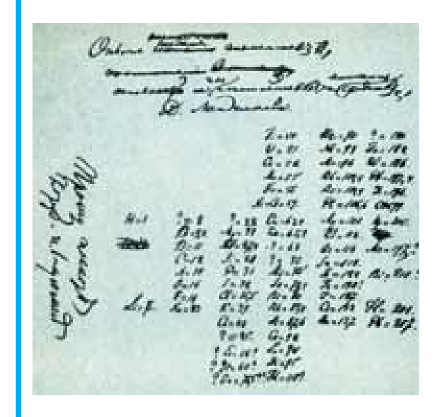
76. Почему периодический закон способствовал открытию новых химических элементов?
77. Каковы возможные причины нахождения подобных элементов в одном минерале?

78. Узнайте из литературы, интернет-сайтов о том, какие высшие учебные заведения, научно-исследовательские институты названы именем Д. И. Менделеева, какие почтовые марки и монеты выпущены в честь ученого, открытого им периодического закона и созданной периодической системы. Сделайте сообщение о результатах своего поиска на уроке химии.

ДЛЯ ЛЮБОЗНАТЕЛЬНЫХ

Первый вариант периодической системы химических элементов

1 марта 1869 г. Д. И. Менделеев на листе бумаги составил таблицу, которую назвал «Опыт системы элементов, основанной на их атомном весе и химическом сходстве» (рис. 28). В этой таблице периоды были размещены по вертикали, а группы элементов — по горизонтали. Некоторые вопросительные знаки указывали на существование неизвестных в то время химических элементов, для которых ученый записал предсказанные им значения относительных атомных масс. Другие вопросительные знаки свидетельствовали о необходимости проведения дополнительных исследований элементов или уточнения расчетов. Вскоре Д. И. Менделеев назвал свою систему химических элементов периодической, а через два года сформулировал периодический закон. Однако датой открытия закона считается день появления первого варианта периодической системы.





ОПЫТЪ СИСТЕМЫ ЭЛЕМЕНТОВЪ,

ОСНОВАННОЙ НА ИХЪ АТОМНОМЪ ВѢСѢ И ХИМИЧЕСКОМЪ СХОДСТВѢ

			Ti = 50	Zr = 90	? = 180.
			V = 51	Nb = 94	Ta = 182.
			Cr = 52	Mo = 96	W = 186.
			Mn = 55	Rh = 104,4	Pt = 197,4
			Fe = 56	Ra = 104,4	Ir = 198.
			Ni = Co = 59	Pl = 106,6	Os = 199.
H = 1			Cu = 63,4	Ag = 108	Hg = 200
	Be = 9,4	Mg = 24	Zn = 65,2	Cd = 112	
	B = 11	Al = 27,4	? = 68	Cr = 116	Au = 197?
	C = 12	Si = 28	? = 70	Sn = 118	
	N = 14	P = 31	As = 75	Sb = 122	Bi = 210?
	O = 16	S = 32	Se = 79,4	Te = 128?	
	F = 19	Cl = 35,5	Br = 80	I = 127	
Li = 7	Na = 23	K = 39	Rb = 85,4	Cs = 133	Tl = 204.
		Ca = 40	Sr = 87,6	Ba = 137	Pb = 207.
		? = 45	Ce = 92		
		? Er = 56	La = 94		
		? Yi = 60	Di = 95		
		? In = 75,6	Th = 118?		

Рис. 28.
Рукописный и печатный первый вариант периодической системы

2 раздел
Химическая связь и строение вещества

Атомы почти всех элементов не могут долго существовать отдельно друг от друга. Они соединяются с такими же или другими атомами. Множество атомов металлического элемента, соединяясь, образуют металл. Алмаз, графит, красный фосфор состоят из соединенных между собой атомов неметаллических элементов — Карбона, Фосфора. Два атома Оксигена объединяются в молекулу O_2; из таких молекул состоит газ кислород. Вода содержит молекулы H_2O, каждая из которых образована двумя атомами Гидрогена и одним атомом Оксигена. Существуют вещества, состоящие не из атомов или молекул, а из ионов.

Взаимодействие между атомами, молекулами, ионами, благодаря которому частицы удерживаются вместе, называют *химической связью*.

При образовании химической связи энергия выделяется, а при ее разрушении поглощается.

13 Устойчивость электронных оболочек. Ионы

Материал параграфа поможет вам:

- понять, какие электронные оболочки атомов являются самыми устойчивыми;
- записывать химические формулы ионов;
- определять электронное строение ионов;
- выяснить, чем ионы отличаются от атомов.

Электронное строение атомов инертных элементов. Среди всех простых веществ лишь инертные газы — гелий, неон, аргон, криптон, ксенон, радон — состоят из отдельных атомов. Долгое время ученым не удавалось осуществить химические реакции с участием инертных газов; их атомы «не хотели» соединяться с атомами других элементов[1]. Причина химической пассивности этих веществ стала понятна после открытия строения атомов.

Электронное строение атомов инертных элементов 1—3 периодов таково:

He — $1s^2$; $1s$ [↑↓]

Ne — $1s^22s^22p^6$; … $2s$ [↑↓] $2p$ [↑↓][↑↓][↑↓] (внешние электроны)

Ar — $1s^22s^22p^63s^23p^6$; … $3s$ [↑↓] $3p$ [↑↓][↑↓][↑↓] (внешние электроны)

Два электрона в атоме Гелия заполняют первый энергетический уровень. Электронная оболочка атома Неона состоит из двух заполненных уровней: первый содержит 2 электрона, а второй — 8. В атоме Аргона, кроме этих уровней, есть третий, незавершенный; на нем

[1] Во второй половине XX в. химики получили некоторые соединения Криптона, Ксенона и Радона с Флуором и Оксигеном.

размещаются 8 электронов, которые заполняют 3*s*- и 3*p*-подуровни.

Атомы Криптона, Ксенона и Радона также имеют на последнем (незавершенном) энергетическом уровне по 8 электронов (среди них — два *s*-электрона и шесть *p*-электронов).

Приняв во внимание химическую пассивность инертных газов и электронное строение атомов соответствующих элементов, приходим к такому выводу: *внешняя 8-электронная оболочка является для атома выгодной и устойчивой*[1]. Ее часто называют *электронным октетом*[2].

Электронный октет ns^2np^6

Атомы других элементов могут изменять электронное строение так, чтобы на последнем энергетическом уровне находилось восемь электронов. При этом атомы превращаются в ионы.

Ионы. Частицы этого типа входят в состав многих соединений.

Ион — заряженная частица, образующаяся из атома вследствие потери либо присоединения им одного или нескольких электронов.

Если атом теряет, например, один электрон, он превращается в ион с зарядом +1, а в случае присоединения им двух электронов — в ион с зарядом −2. Положительно заряженные ионы называют *катионами*, отрицательно заряженные — *анионами*.

В химической формуле иона заряд обозначают верхним индексом справа от символа элемента, причем сначала записывают цифру (единицу не указывают), а потом — знак заряда: Na^+, Ba^{2+}, H^+, Cl^-, S^{2-}. Химическую формулу первого иона читают «натрий-плюс», последнего — «эс-два-минус». Эти частицы будем называть так: ион (или катион) Натрия, ион (или анион) Сульфура.

---

[1] Устойчивость атома Гелия обусловлена заполненным электронами 1-м энергетическим уровнем.

[2] Слово происходит от латинского octo — восемь.

Существуют также ионы, каждый из которых образован несколькими атомами. Например, в состав натрий гидроксида NaOH, кроме катионов Na^+, входят анионы OH^- (гидроксид-ионы).

Образование положительно заряженных ионов. Элемент № 11 Натрий находится в периодической системе после инертного элемента Неона. Ядро атома Натрия содержит 11 протонов (заряд ядра равен +11), вокруг него находится столько же электронов. Среди них один электрон принадлежит внешнему (третьему) энергетическому уровню, а восемь — предпоследнему уровню ($2s^22p^6$).

В химической реакции атом Натрия легко теряет $3s$-электрон и превращается в ион. Заряд этой частицы определяем так: +11 (заряд ядра, или суммарный заряд протонов) –10 (суммарный заряд электронов) = +1. Поскольку ядро остается неизменным, то ион, как и атом, соответствует элементу Натрию.

Катион Na^+ имеет такое же электронное строение, как и атом инертного элемента Неона (обе частицы содержат по 10 электронов). Этот ион является устойчивым, поскольку имеет внешний электронный октет.

Запишем схему превращения атома Натрия в ион, а также электронные формулы этих частиц:

$$Na - e^- \rightarrow Na^+;$$

атом **Na** — $1s^22s^22p^63s^1$, или $[Ne]3s^1$;

ион $\mathbf{Na^+}$ — $1s^22s^22p^6$, или [Ne].

Электронный октет мог бы образоваться в результате перехода на третий энергетический уровень атома Натрия дополнительных 7 электронов. Однако этого не происходит. Очевидно, атому легче лишиться одного электрона, чем присоединить семь.

Катионы Na^+ входят в состав почти всех соединений Натрия; среди них — натрий оксид Na_2O, натрий гидроксид NaOH, натрий хлорид NaCl.

▶ Напишите схему превращения атома Магния в соответствующий ион и приведите электронные формулы частиц.

Атомы металлических элементов имеют на внешнем энергетическом уровне небольшое количество электронов (как правило, от одного до трех) и способны терять их, превращаясь в катионы.

Образование отрицательно заряженных ионов. В атоме элемента № 17 Хлора на внешнем энергетическом уровне находится 7 электронов ($3s^2 3p^5$). Этот атом способен присоединить один электрон (который может отдать ему, например, атом Натрия) и превратиться в ион Cl^- — частицу, имеющую такое же электронное строение, что и атом Аргона.

Схема превращения атома Хлора в ион и электронные формулы этих частиц таковы:

$$Cl + e^- \rightarrow Cl^-;$$

атом **Cl** — $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$, или $[Ne]3s^2 3p^5$;

ион $\mathbf{Cl^-}$ — $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$, или $[Ar]$.

Анионы Cl^- содержатся во многих соединениях металлических элементов с Хлором, в частности в натрий хлориде NaCl.

▶ Напишите схему превращения атома Оксигена в соответствующий ион и приведите электронные формулы частиц.

Атомы неметаллических элементов (кроме инертных) имеют на внешнем энергетическом уровне от четырех до семи электронов и способны присоединять дополнительные электроны, превращаясь в анионы.

Ионы элементов главных подгрупп содержат на внешнем энергетическом уровне октет электронов.

Отличия ионов от атомов. Ион и атом каждого элемента различаются по количеству электронов, имея одинаковые положительные заряды

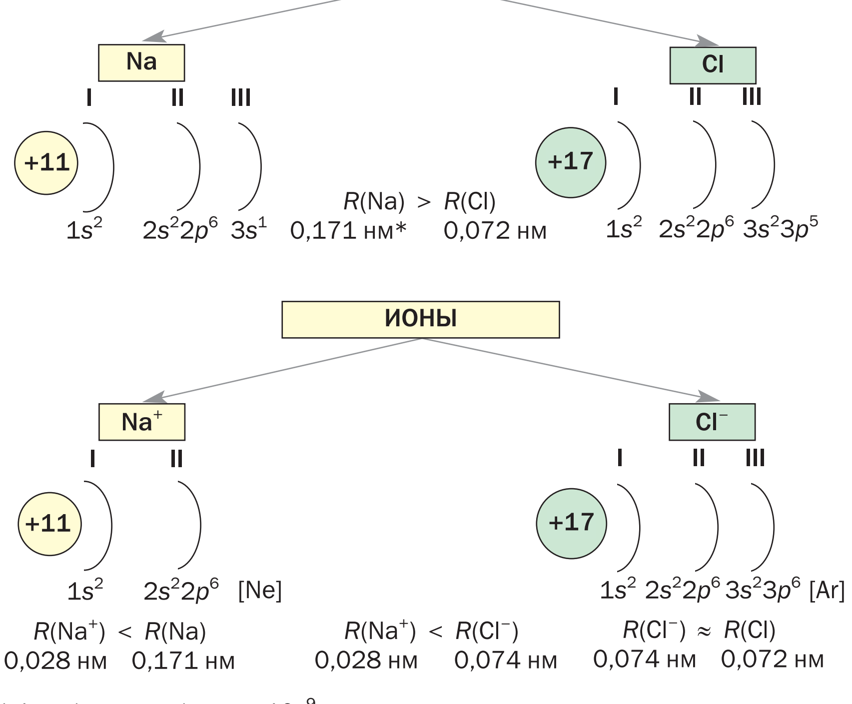
ядер. Поэтому ионы, в отличие от атомов, — заряженные частицы.

Различное электронное строение атома и иона обуславливает разные размеры частиц. В атоме Натрия один из электронов пребывает на 3-м энергетическом уровне, а в ионе Натрия все электроны размещены на 1-м и 2-м энергетических уровнях. Поэтому радиус иона Na^+ намного меньше, чем атома Натрия. В атоме Хлора и ионе Cl^- электроны находятся на трех энергетических уровнях. Поскольку ион Хлора содержит на один электрон больше, то радиус иона несколько превышает радиус атома.

Электронное строение атомов Na и Cl, ионов Na^+ и Cl^-, а также значения радиусов этих частиц приведены на схеме 4.

Схема 4

Характеристики атомов и ионов Натрия и Хлора



* 1 нм (нанометр) равен 10^{-9} м.

Ионы отличаются от атомов еще и своими свойствами. Атомы, из которых состоит металл натрий, в отличие от ионов Na^+, способны вступать в реакцию с молекулами воды (с выделением водорода). Атомы Хлора легко соединяются в молекулы Cl_2, тогда как с ионами Cl^- этого не происходит.

Гидроген — единственный неметаллический элемент, атом которого может превращаться не только в анион H^-, но и в катион H^+. Ионы H^+ находятся в водном растворе любой кислоты, придают ему кислый вкус, изменяют окраску индикаторов. Атомы Гидрогена таких свойств не имеют. В отличие от ионов они соединяются в молекулы H_2, из которых состоит простое вещество водород. Ионы H^- отличаются по свойствам от атомов Гидрогена и ионов H^+. В частности, они не могут находиться в воде, поскольку вступают в реакцию с ее молекулами.

ВЫВОДЫ

Наиболее устойчивые внешние электронные оболочки атомов содержат восемь электронов.

Ион — заряженная частица, которая образуется из атома вследствие потери или присоединения им одного или нескольких электронов.

Атомы металлических элементов способны терять внешние электроны и превращаться в положительно заряженные ионы (катионы), а атомы неметаллических элементов — присоединять электроны и превращаться в отрицательно заряженные ионы (анионы).

Катионы имеют меньшие радиусы, чем соответствующие атомы. Радиусы анионов почти не отличаются от радиусов атомов. Ионы проявляют иные свойства, чем атомы.



79. Что общего в электронном строении атомов инертных элементов?
80. Какая частица содержит больше электронов:
   а) атом или соответствующий катион;
   б) атом или соответствующий анион?

81. Какие из элементов — Rb, Br, Sr, N — способны образовывать катионы, а какие — анионы? Определите заряд иона каждого элемента и напишите химические формулы этих частиц.
82. Составьте электронные формулы ионов Be^{2+}, P^{3-}, F^{-} и K^{+}.
83. Назовите три катиона и два аниона, электронное строение которых такое же, как и иона F^{-}.
84. Какой атом имеет такое же электронное строение, что и ион Алюминия? Напишите электронную формулу частицы и изобразите ее графический вариант.
85. Напишите химические формулы частиц, у которых электронное строение внешнего энергетического уровня — $3s^2 3p^6$.
86. В атоме какого элемента содержится на 2 электрона меньше, чем в ионе Магния?
87. Составьте электронную формулу частицы, которая имеет 16 протонов и 18 электронов. Назовите эту частицу.
88. Напишите схемы образования катиона и аниона Гидрогена из атома. Какая частица имеет наименьший радиус — катион, анион или атом Гидрогена? Почему?
89. Укажите в приведенном перечне частицы с наибольшим и наименьшим радиусами: атом Ar, ионы K^{+}, Ca^{2+}, Cl^{-}. Ответ обоснуйте.

14 Ионная связь. Ионные соединения

Материал параграфа поможет вам:

- выяснить, как ионы соединяются друг с другом;
- понять строение ионных веществ;
- объяснять физические свойства соединений, состоящих из ионов.

Ионная связь. Ионные соединения. Существует много веществ, которые образовались в результате соединения положительно и отрицательно заряженных ионов, обусловленного действием электростатических сил.

Взаимодействие между противоположно заряженными ионами в веществе называют *ионной связью*.

Катион и анион притягиваются друг к другу тем сильнее, чем больше заряд каждой частицы и чем меньше расстояние между ними, а в случае их контакта — чем меньше радиусы частиц. На это указывает один из законов физики.

Соединения, состоящие из ионов, называют *ионными соединениями*.

К ионным соединениям относится большинство оксидов металлических элементов, щелочи, соединения щелочных элементов с галогенами, Сульфуром и др. Эти вещества содержат катионы металлических элементов (например, Na^+, Ca^{2+}, Al^{3+}). Анионами в ионных оксидах являются ионы O^{2-}, в щелочах — OH^-, в других ионных соединениях — Cl^-, S^{2-}, NO_3^- и т. п. Заметим, что ни одно соединение двух неметаллических элементов, например хлороводород HCl, углекислый газ CO_2, не содержит ионов.

Для того чтобы составить формулу ионного соединения, необходимо знать, какими катионом и анионом оно образовано, а также заряды этих частиц. Поскольку каждое вещество является электронейтральным, то *в ионном соединении сумма зарядов всех катионов и анионов равна нулю*.

***УПРАЖНЕНИЕ.* Составить химическую формулу соединения, состоящего из ионов Fe^{3+} и SO_4^{2-}.**

Решение

Записываем рядом формулы катиона и аниона: Fe^{3+} SO_4^{2-}. Находим наименьшее число, которое делится без остатка на значения зарядов ионов, т. е. наименьшее общее кратное чисел 3 и 2. Это — число 6. Разделив его на 3 и 2, получаем соответствующие индексы в химической формуле. Исключаем заряды ионов и записываем формулу соединения: $Fe_2(SO_4)_3$.

Формула ионного соединения указывает на соотношение в нем катионов и анионов. Например, в литий оксиде Li_2O:

$$N(Li^+) : N(O^{2-}) = 2 : 1.$$

Характеризуя вещества, состоящие из ионов, используют понятие «формульная единица». Формульной единицей литий оксида Li_2O является имеющаяся в химической формуле совокупность двух ионов Li^+ и иона O^{2-}, а натрий гидроксида NaOH — совокупность иона Na^+ и иона OH^-. Содержание записи 2NaCl таково: две формульные единицы соединения (но не две молекулы, которых в ионном веществе быть не может).

Строение ионных соединений. Ионные соединения в обычных условиях являются, как правило, кристаллическими веществами. *Кристалл — это самообразованное твердое тело, имеющее плоские грани и прямые ребра.* Такая форма является результатом четкой последовательности в размещении атомов, молекул или ионов в веществе.

Кристаллы каждого вещества имеют характерную форму (рис. 29). Если рассматривать поваренную соль через увеличительное стекло, то можно увидеть бесцветные кристаллы-кубики.

В кристалле ионного вещества каждый катион находится в контакте с определенным количеством анионов, а анион — с таким же или другим количеством катионов. В любом направлении наблюдается строгое чередование катионов и анионов. Последовательность размещения ионов внутри кристалла зависит от состава вещества, т. е. соотношения катионов и анионов, соотношения радиусов этих частиц и других факторов.



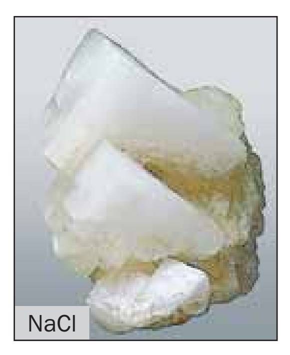


Рис. 29. Природные кристаллы

Кроме кристаллических веществ, существуют аморфные твердые вещества. К ним, в частности, относится стекло. Оно состоит из различных ионов, которые беспорядочно размещены в веществе. Из стекла можно изготовить предмет любой формы, однако если его разбить, то получим бесформенные осколки.

Кристаллическая решетка. Внутреннее строение кристаллов описывают с помощью модели, название которой — *кристаллическая решетка*. Это схема или объемный макет размещения частиц в небольшом фрагменте кристалла (рис. 30). Исходя из такой модели, можно воспроизвести строение вещества в целом.

Шарики в кристаллической решетке имитируют ионы, атомы, молекулы. Эти частицы находятся в так называемых узлах кристаллической решетки. В шаростержневых моделях (рис. 30, *а*) шарики произвольных размеров не касаются друг друга. Существуют также масштабные модели (рис. 30, *б*). В них радиусы шариков пропорциональны радиусам частиц, и

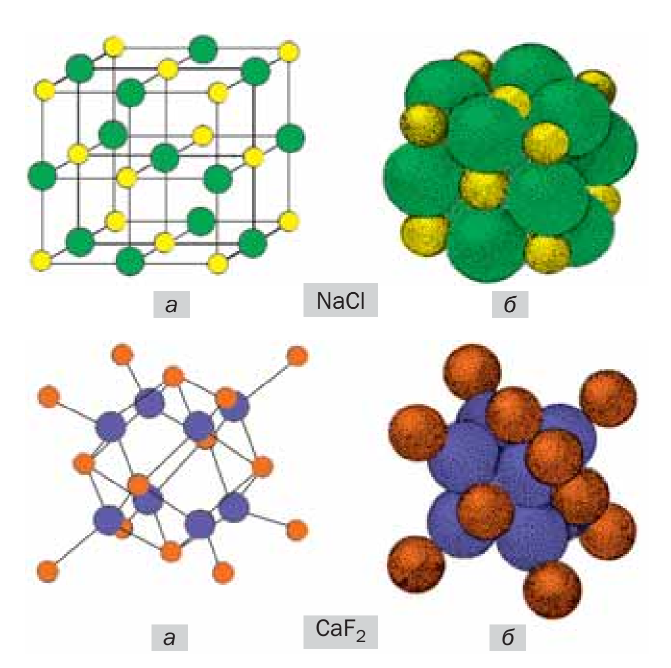


Рис. 30. Кристаллические решетки ионных соединений: *а* — шаростержневые модели; *б* — масштабные модели. Желтые шарики — катионы Na^+, «кирпичные» — Ca^{2+}; зеленые — анионы Cl^-, синие — F^-

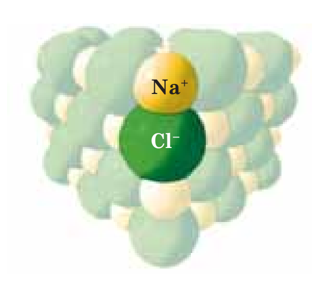


Рис. 31. Формульная единица поваренной соли

ближайшие шарики контактируют друг с другом (частицы, как правило, плотно «упакованы» в кристалле). Шаростержневая модель более наглядна, так как маленькие шарики в ней не мешают «заглянуть» внутрь кристалла.

В кристаллической решетке ионного соединения можно выделить наименьший повторяющийся фрагмент; он является формульной единицей соединения и соответствует его химической формуле (рис. 31).

Физические свойства ионных соединений. Ионы соединяются друг с другом достаточно прочно. Для того чтобы разрушить ионную связь, необходимо затратить немалую энергию. Этим объясняются высокие температуры плавления и кипения большинства ионных веществ. При плавлении кристаллы разрушаются, связи между ионами ослабевают, а при кипении ионы отделяются друг от друга и «покидают» жидкость. Натрий хлорид $NaCl$ плавится при температуре 801 °C (ее нельзя достичь, нагревая вещество с помощью спиртовки или лабораторной газовой горелки), а кипит при температуре 1440 °C. Температуры плавления и кипения другого ионного соединения — магний оксида MgO — еще выше: 2825 и 3600 °C. Объяснить это можно так. Ионы Mg^{2+} и O^{2-} имеют бóльшие заряды и меньшие радиусы, чем ионы Na^{+} и Cl^{-}, поэтому прочность связи между ними выше. Для того чтобы расплавить магний оксид, необходимо нагреть соединение до более высокой температуры, чем натрий хлорид.

Ионные вещества в твердом состоянии не проводят электрический ток, а в жидком (расплавленном) — являются электропроводными.

Известно, что электрический ток — это направленное движение заряженных частиц (электронов, ионов). В кристалле ионы занимают фиксированные положения и перемещаться не могут. При плавлении вещества кристаллы превращаются в жидкость, в которой ионы двигаются хаотично. При погружении в расплав электродов, соединенных с источником постоянного тока (аккумулятором), катионы направляются к отрицательно заряженному электроду, анионы — к положительно заряженному. Так в расплавленном ионном веществе возникает электрический ток.

Вещества молекулярного строения в любом агрегатном состоянии не проводят электрический ток, поскольку состоят из электронейтральных частиц — молекул.

ВЫВОДЫ

Ионная связь — это взаимодействие между противоположно заряженными ионами в веществе.

К ионным соединениям относятся многие оксиды и другие соединения металлических элементов.

Большинство ионных веществ являются кристаллическими. Их строение описывают с помощью модели, название которой — кристаллическая решетка. Каждый ион в кристалле окружен противоположно заряженными ионами.

Ионная связь достаточно прочная. Поэтому ионные вещества имеют высокие температуры плавления и кипения. В расплавленном состоянии они проводят электрический ток.



90. Какую химическую связь называют ионной? Что представляют собой ионные соединения?

91. Укажите химические формулы, принадлежащие ионным веществам: CO_2, O_2, Al_2O_3, NH_3, Na_2S, HCl, BaF_2, Fe. Объясните свой выбор.
92. Напишите формулы ионов, из которых состоят:
а) оксиды ZnO, Cr_2O_3;
б) основания LiOH, $Ba(OH)_2$.
93. Составьте формулы соединений, образованных такими ионами:
а) Ag^+ и O^{2-};
б) Sr^{2+} и OH^-;
в) Fe^{3+} и NO_3^-;
г) Na^+ и PO_4^{3-}.
94. Прокомментируйте записи 2BaO, $3Mg(NO_3)_2$, $4K_2CO_3$.
95. Что такое кристаллическая решетка? Какие частицы находятся в узлах кристаллических решеток веществ с такими формулами: CaS, Li_3N, BaH_2, KOH?
96. Какое из двух соединений, на ваш взгляд, имеет более высокую температуру плавления:
а) Li_2O или Na_2O;
б) CaO или CaF_2?
Ответы обоснуйте и подтвердите, найдя соответствующие температуры в интернете или справочнике по химии.
97. Вычислите массовые доли ионов в соединениях Mg_3N_2 и $Mg(OH)_2$.

15 Ковалентная связь

Материал параграфа поможет вам:

- понять, как атомы соединяются друг с другом;
- выяснить, какую связь называют ковалентной;
- различать простую, двойную и тройную ковалентные связи;
- составлять электронные формулы молекул.

Соединяться могут не только противоположно заряженные ионы, но и электронейтральные атомы — одинаковые или разные. Благодаря этому существуют вещества молекулярного и атомного строения.

Связь в молекуле H_2. Рассмотрим, как образуется молекула водорода H_2 из двух атомов

Гидрогена. Каждый атом имеет один электрон (рис. 32, *а*). Электронная формула атома Гидрогена — $1s^1$, а ее графический вариант — $1s\boxed{\uparrow}$.

Для того чтобы образовалась молекула H_2, двум атомам Гидрогена необходимо прежде всего сблизиться. С уменьшением расстояния между ними усиливается притяжение отрицательно заряженного электрона одного атома к положительно заряженному ядру другого. В определенный момент орбитали двух атомов сконтактируют (рис. 32, *б*) и начнут проникать друг в друга. При этом будет возрастать отталкивание между положительно заряженными ядрами атомов. В тот момент, когда силы притяжения и отталкивания сравняются, атомы остановятся (рис. 32, *в*). Их электроны будут постоянно переходить через область перекрывания орбиталей от одного атома к другому (рис. 32; *в*, *г*, *д*). В итоге каждый атом Гидрогена получит дополнительный электрон и выгодную двухэлектронную оболочку (такую оболочку имеет атом инертного элемента Гелия). У двух атомов Гидрогена появится общая электронная пара.

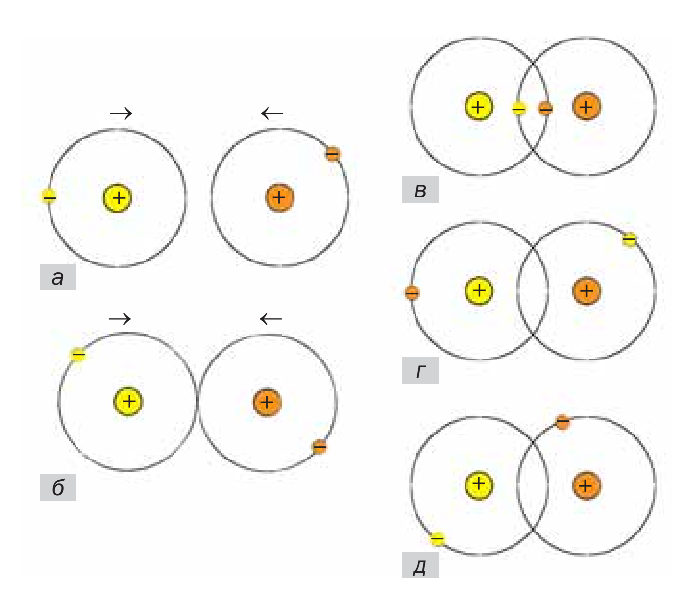


Рис. 32.
Образование молекулы H_2: *а* — два отдельных атома Гидрогена; *б* — контакт атомов; *в*, *г*, *д* — молекула H_2 с перекрытыми орбиталями и разным размещением электронов

Связь между атомами, обусловленную образованием общих электронных пар, называют *ковалентной*[1] *связью*.

Ковалентную связь в молекуле водорода изображают двумя способами: **H : H** или **H–H**. Первую запись называют *электронной формулой молекулы*; в ней каждый электрон обозначают точкой. Вторая запись — *графическая формула*, знакомая вам из курса химии 7 класса. Отныне вы будете знать, что черточкой обозначают общую электронную пару двух атомов.

Образование молекулы водорода из атомов можно представить такой схемой:

$$H\cdot + \cdot H \rightarrow H : H$$

Связь в молекуле HCl. Рассмотрим, как соединяются два различных атома — Гидрогена и Хлора — в молекулу HCl.

▶ Запишите электронные формулы этих атомов.

В атоме Гидрогена имеется один электрон, а в атоме Хлора на внешнем энергетическом уровне — 7 электронов, из которых один — неспаренный. Этим атомам выгодно получить по дополнительному электрону; на единственном энергетическом уровне атома Гидрогена окажутся два электрона, а на внешнем уровне атома Хлора — восемь ($3s^2 3p^6$).

В результате сближения атомов произойдет перекрывание 1*s*-орбитали атома Гидрогена и 3*p*-орбитали атома Хлора (рис. 33); из соответствующих неспаренных электронов сформируется общая электронная пара.

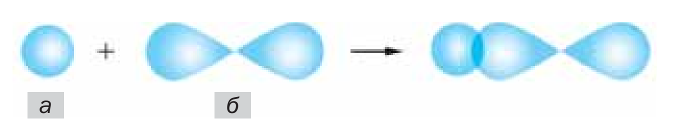


Рис. 33. Перекрывание орбиталей атомов при образовании молекулы HCl: *а* — 1*s*-орбиталь атома H; *б* — 3*p*-орбиталь атома Cl с неспаренным электроном

[1] Слово происходит от латинской приставки *co* (в переводе — с, вместе) и термина «валентность».

Электронная и графическая формулы молекулы хлороводорода, а также схема образования молекулы HCl из атомов таковы:

$$\mathrm{H{:}Cl}; \quad \mathrm{H{-}Cl};$$
$$\mathrm{H\cdot + \cdot Cl \rightarrow H{:}Cl}$$

Формулу молекулы с обозначением общей электронной пары называют *упрощенной* электронной формулой. Если указать все внешние электроны каждого атома, то получим *полную* электронную формулу. Соответствующая схема образования молекулы хлороводорода имеет такой вид:

$$\mathrm{H\cdot + \cdot\overset{..}{\underset{..}{Cl}}{:} \rightarrow H{:}\overset{..}{\underset{..}{Cl}}{:}}$$

Связи в молекулах O_2 и N_2. Между атомами Оксигена в молекуле кислорода O_2 существует ковалентная связь, которая отличается от связей в молекулах H_2 и HCl.

Электронная формула атома Оксигена и ее графический вариант таковы:

$1s^2 2s^2 2p^4$;

2p: [↑↓] [↑] [↑]
2s: [↑↓]
1s: [↑↓]

В *p*-орбиталях атома находятся два неспаренных электрона. При соединении двух атомов Оксигена эти электроны образуют две общие электронные пары:

$$\mathrm{\underset{.}{O}\cdot + \cdot\underset{.}{O} \rightarrow O{::}O}$$

Теперь каждый атом имеет восемь внешних электронов. Полная электронная формула молекулы кислорода и графическая формула:

$$\mathrm{\overset{..}{\underset{..}{O}}{::}\overset{..}{\underset{..}{O}}} \qquad \mathrm{O{=}O}$$

Ковалентную связь, реализуемую с помощью одной общей электронной пары (например, в молекулах H_2, HCl), называют *простой* связью. Если атомы имеют две общие пары электронов (например, в молекуле O_2), то связь является *двойной*. Существует еще и *тройная* связь,

которая осуществляется за счет трех общих электронных пар. Ею соединены атомы в молекуле азота N_2:

$$:N\vdots\vdots N: \quad N \equiv N$$

Из вышеизложенного следует, что необходимым условием для образования ковалентной связи между атомами является наличие у каждого из них одного или нескольких неспаренных электронов. Запомните: *ковалентной связью соединяются между собой атомы неметаллических элементов*.

Ковалентная связь существует в простых и сложных веществах не только молекулярного, но и атомного строения (рис. 34); она отсутствует лишь в инертных газах.

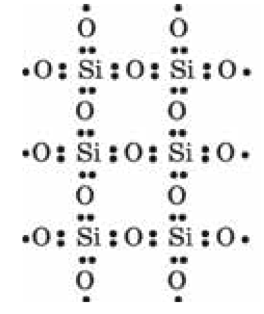


Рис. 34. Ковалентные связи в силиций(IV) оксиде SiO_2

ВЫВОДЫ

Ковалентная связь реализуется между двумя атомами вследствие образования одной, двух или трех общих электронных пар за счет неспаренных электронов этих атомов.

Связь между атомами с помощью одной общей электронной пары называют простой связью, с помощью двух пар — двойной, а трех пар — тройной.

Ковалентными связями соединяются друг с другом атомы неметаллических элементов.

?

98. Какую связь называют ковалентной? Между какими частицами она реализуется?
99. Почему не могут участвовать в образовании ковалентной связи:
    а) атом Магния;
    б) атом Неона?
100. Среди приведенных формул укажите те, которые принадлежат веществам с ковалентной связью: I_2, H_2O, NaBr, BaS, K_2O, Ca_3N_2, NH_3.
101. Запишите упрощенные и полные электронные формулы, а также графические формулы молекул F_2, Cl_2O и PH_3.
102. Рассмотрите образование ковалентной связи при соединении двух атомов Флуора в молекулу F_2. Какие орбитали перекрываются? Опишите особенности этой связи.
103. Охарактеризуйте химическую связь в молекуле воды. Составьте схемы образования этой молекулы из атомов Гидрогена и Оксигена, используя упрощенные и полные электронные формулы частиц. Изобразите графическую формулу молекулы воды.

16 Полярная и неполярная ковалентная связь. Электроотрицательность элементов

Материал параграфа поможет вам:

- понять, почему в молекуле на атомах разных элементов возникают электрические заряды;
- выяснить, какое свойство атома называют электроотрицательностью.

Сложных веществ существует значительно больше, чем простых. Поэтому ковалентная связь между разными атомами встречается чаще, чем между одинаковыми. В таких случаях общие электронные пары, как правило, принадлежат «в большей степени» одному из атомов.

Рассмотрим молекулу хлороводорода HCl. В соответствии с результатами исследований два электрона, обеспечивающие ковалентную связь в этой молекуле, чаще находятся в атоме Хлора, чем в атоме Гидрогена. Общая электронная пара оказывается смещенной к атому Хлора:

$$\text{H} \;\; :\text{Cl}.$$

При этом атом Хлора приобретает небольшой отрицательный заряд, который меньше единицы (он равен –0,2), а атом Гидрогена — такой же заряд по значению, но положительный (+0,2).

Для общего обозначения дробных зарядов на атомах используют греческую букву δ («дельта») вместе со знаком «+» или «–». Рассмотренную особенность ковалентной связи в молекуле хлороводорода изображают так:

$$\text{H} \rightarrow \text{Cl} \quad \text{или} \quad \overset{\delta+}{\text{H}}\overset{\delta-}{\text{Cl}}.$$

Ковалентную связь, в которой одна или несколько общих электронных пар смещены к одному из атомов, называют *полярной связью*, а если такого смещения нет — *неполярной связью*.

Свойство атома элемента смещать в свою сторону электронную пару, общую с другим атомом, называют *электроотрицательностью*.

Учитывая полярность ковалентной связи в молекуле HCl, можно утверждать, что Хлор — более электроотрицательный элемент, чем Гидроген.

Для количественной оценки электроотрицательности элементов используют таблицу, составленную американским ученым Л. Полингом (табл. 6). В соответствии с ней наименее электроотрицательным элементом является Цезий, а наиболее электроотрицательным — Флуор.

Металлические элементы имеют более низкие значения электроотрицательности, чем неметаллические. Это и понятно, поскольку атомы

Таблица 6

Значения электроотрицательности элементов 1—3-го периодов

Период	Группы							
	I	**II**	**III**	**IV**	**V**	**VI**	**VII**	**VIII**
1	**H** 2,1							**He** —
2	**Li** 1,0	**Be** 1,5	**B** 2,0	**C** 2,5	**N** 3,0	**O** 3,5	**F** 4,0	**Ne** —
3	**Na** 0,9	**Mg** 1,2	**Al** 1,5	**Si** 1,8	**P** 2,1	**S** 2,5	**Cl** 3,0	**Ar** —

металлических элементов способны терять электроны и превращаться в катионы, а атомы неметаллических элементов — присоединять электроны и превращаться в анионы.

В периодах электроотрицательность элементов возрастает слева направо, а в группах (главных подгруппах) — снизу вверх.

В таблице 6 отсутствуют значения электроотрицательности Гелия, Неона, Аргона. Атомы этих элементов не способны соединяться с другими атомами, а также превращаться в катионы или анионы.

Определить, полярной или неполярной является ковалентная связь, используя таблицу электроотрицательности, очень просто. Если атомы имеют одинаковую электроотрицательность, то связь между ними неполярная. Неполярные ковалентные связи существуют, например, в молекулах N_2, PH_3, CS_2. Атомы неметаллических элементов с разной электроотрицательностью соединяются полярными ковалентными связями.

Рассмотрим молекулу воды H_2O. Между атомом Оксигена и каждым атомом Гидрогена существует простая ковалентная связь; таких связей в молекуле — две. Поскольку Оксиген имеет бóльшую электроотрицательность (3,5),

Это интересно
Электрический заряд на каждом атоме Гидрогена в молекуле воды равен +0,17, а на атоме Оксигена −0,34.

чем Гидроген (2,1), то его атом смещает к себе общие электронные пары:

$$H \nearrow O \nwarrow H \qquad \overset{\delta+}{H} - \overset{2\delta-}{O} - \overset{\delta+}{H}$$

Таким образом, ковалентные связи в молекуле воды являются полярными.

Чем больше разница в электроотрицательности элементов, тем полярнее связь между атомами.

ВЫВОДЫ

Если ковалентная связь образуется между атомами разных элементов, то атомы обычно приобретают небольшие заряды. Появление зарядов вызвано смещением общих электронных пар от одних атомов к другим. Такую ковалентную связь называют полярной. Если смещения общих электронных пар нет, то связь является неполярной.

Свойство атома смещать к себе электронную пару, общую с другим атомом, называют электроотрицательностью. Электроотрицательность элементов возрастает в периодах слева направо, а в группах (главных подгруппах) — снизу вверх.



104. Почему на атомах, соединенных ковалентной связью, могут возникать небольшие заряды? Какую ковалентную связь называют полярной, а какую — неполярной?
105. Что такое электроотрицательность элемента?
106. Подчеркните в каждой из формул веществ символ более электроотрицательного элемента: $AlCl_3$, CF_4, SO_2, NaH, N_2O_5, LiOH, $HClO_4$. Используйте данные, приведенные в таблице 6.
107. Среди приведенных формул укажите те, которые отвечают веществам с ионной, ковалентной неполярной и ковалентной полярной связью: HF, CO_2, MgO, Li_3N, Br_2, NCl_3. Объясните ваш выбор.

108. Обозначьте заряды на атомах, используя букву δ, в таких молекулах: OF_2, NH_3, SCl_4, SiH_4. Какая связь в этих молекулах наиболее полярная, а какая — наименее полярная?

109. По данным таблицы 6 составьте ряд неметаллических элементов, в котором их электроотрицательность уменьшается слева направо.

110. Как изменяется электроотрицательность элементов в периодах и главных подгруппах периодической системы?

111. Укажите правильное окончание предложения «Значения электроотрицательности Калия и Кальция равны соответственно...»:

а) 0,8 и 1,0; в) 1,0 и 1,2;
б) 1,0 и 0,8; г) 0,8 и 0,6.

Примите во внимание и сопоставьте значения электроотрицательности элементов, подобных Калию и Кальцию, воспользовавшись таблицей 6.

112. Элементы в химических формулах соединений часто записывают в порядке увеличения их электроотрицательности. Укажите среди приведенных формул те, в которых соблюдена такая последовательность: Na_2CO_3, NH_3, SiO_2, H_2S, NaOH, CH_4, HNO_3.

17 Вещества молекулярного и атомного строения

Материал параграфа поможет вам:

- узнать строение веществ, состоящих из молекул;
- объяснить физические свойства молекулярных веществ;
- понять строение и физические свойства веществ, состоящих из атомов.

Межмолекулярное взаимодействие. Вещество независимо от его строения может находиться в трех агрегатных состояниях. Твердое и жидкое состояния молекулярных веществ существуют благодаря тому, что молекулы притягиваются друг к другу, хотя каждая является незаряженной частицей. Такое явление называют *межмолекулярным взаимодействием*.

В отличие от прочных ковалентной и ионной связей взаимодействие между молекулами довольно слабое. Оно заключается во взаимном притяжении электронов атомов одной молекулы и ядер атомов других молекул, а во многих случаях — еще и взаимном притяжении атомов с небольшими противоположными зарядами (§ 16), принадлежащих разным молекулам. Последний вид взаимодействия существует, например, в воде, некоторых органических соединениях. Он является важным условием существования живых организмов на нашей планете.

Физические свойства молекулярных веществ. Вследствие того, что молекулы слабо притягиваются друг к другу, вещества молекулярного строения существенно отличаются от ионных веществ по физическим свойствам. Для молекулярных веществ характерны летучесть, низкая твердость, невысокие температуры плавления и кипения. Некоторые молекулярные вещества при нагревании переходят из твердого состояния в газообразное, минуя жидкое. Такое явление называют *сублимацией*[1]. Этим свойством обладают, например, иод I_2, карбон(IV) оксид CO_2 (рис. 35).

Твердый карбон(IV) оксид называют «сухим льдом». При повышении температуры он превращается не в жидкость, а в газ (углекислый), т. е. не тает, а испаряется (рис. 35, б). Сухой



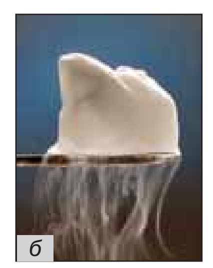


Рис. 35. Сублимация иода (*а*) и карбон(IV) оксида (*б*)

[1] Термин происходит от латинского слова sublimare — поднимать вверх.

лед раньше использовали для хранения мороженого.

Обычный лед при температуре ниже 0 °С также превращается в пар, правда довольно медленно. Благодаря этому выстиранное мокрое белье высыхает и на морозе.

Многие молекулярные вещества имеют запах. Вам хорошо известен резкий запах сульфур(IV) оксида, или сернистого газа SO_2; вещество образуется при зажигании спички (сера входит в состав ее головки). Газ аммиак NH_3 также легко узнать по запаху. Он выделяется из водного раствора этого соединения, известного под названием «нашатырный спирт». Нельзя по запаху перепутать с другими веществами уксусную кислоту CH_3COOH, раствор которой (уксус) используют в домашнем хозяйстве.

Молекулярные вещества в любом агрегатном состоянии не проводят электрический ток. (Попробуйте это объяснить.) Многие твердые вещества этого типа образуют кристаллы (рис. 36).

Химические формулы молекулярных веществ указывают на состав их молекул. В некоторых случаях они имеют кратные индексы. Это касается, например, формулы гидроген пероксида (перекиси водорода) H_2O_2. Графическая формула молекулы соединения:

$$\begin{array}{l} H \\ \quad\diagdown \\ \quad\; O{-}O \\ \qquad\quad\;\diagdown \\ \qquad\qquad H \end{array}$$

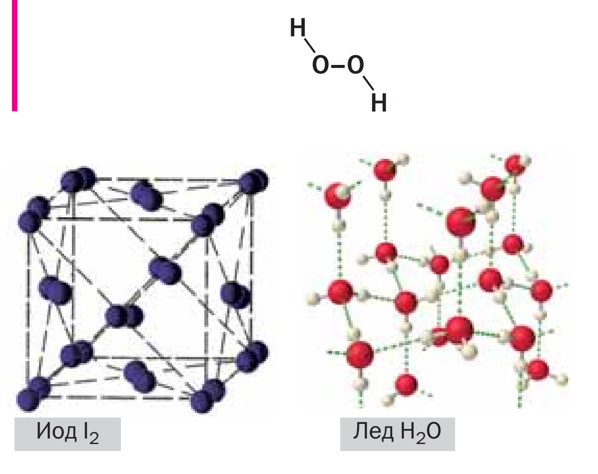


Рис. 36. Кристаллические решетки (шаростержневые модели) молекулярных веществ

Именно такие молекулы (а не HO) находятся в этом веществе. Формулу H_2O_2, которая показывает реальный состав молекулы, называют истинной (формула HO является простейшей). Для большинства веществ молекулярного строения истинные формулы совпадают с простейшими.

Вещества атомного строения. Существуют вещества, в которых все атомы соединены друг с другом ковалентными связями. Среди них — простые вещества нескольких неметаллических элементов (например, бор, графит, алмаз, силиций), некоторые сложные вещества (например, силиций(IV) оксид SiO_2).

Кристалл вещества, состоящего из атомов, можно представить как одну гигантскую молекулу (рис. 37). Поскольку ковалентные связи довольно прочные, вещества атомного строения имеют высокие температуры плавления и кипения, практически не растворяются в воде, других растворителях, а некоторые отличаются очень высокой твердостью (алмаз).

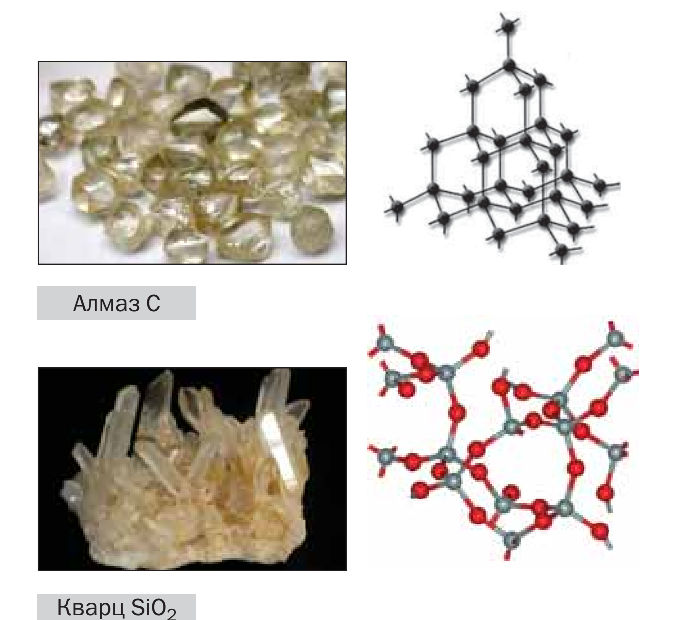


Рис. 37. **Вещества атомного строения и их кристаллические решетки**

Металлы состоят из плотно «упакованных» атомов. Их внешние орбитали перекрываются, и электроны постоянно переходят от одних атомов к другим. Благодаря этому металлы проводят электрический ток и имеют другие характерные свойства. В этих веществах существует особая (металлическая) связь, которая отличается от ионной и ковалентной.

ЛАБОРАТОРНЫЙ ОПЫТ № 1

Ознакомление с физическими свойствами веществ атомного, молекулярного и ионного строения

Вам выданы такие вещества: графит, мочевина, калий бромид. Они находятся в баночках с этикетками. В вашем распоряжении имеются пробирки, шпатель, промывалка с водой, спиртовка или сухое горючее.

Исследуйте поведение веществ при нагревании. Что наблюдаете? На какое строение вещества — атомное или молекулярное — указывает результат опыта с мочевиной?

Определите, растворяется ли каждое вещество в воде.

Заполните таблицу, в которой укажите результаты проведенных экспериментов.

Характеристика веществ	**Вещества**		
	Графит	**Мочевина**	**Калий бромид**
Строение			
Тип химической связи			
Физические свойства: **...**			

Изложенные в этом и предыдущих параграфах сведения о химической связи и строении веществ обобщает схема 5.

Схема 5

Типы химической связи и строение веществ

ВЫВОДЫ

Молекулы притягиваются друг к другу довольно слабо. Поэтому вещества молекулярного строения имеют невысокую твердость, низкие температуры плавления и кипения, а некоторые — запах. Молекулярные вещества не проводят электрический ток.

В веществах атомного строения все атомы прочно соединены между собой. Характерные физические свойства таких веществ — высокие температуры плавления и кипения. Они не растворяются в воде, некоторые обладают очень высокой твердостью.



113. Что такое межмолекулярное взаимодействие? Чем оно обусловлено?
114. Соединение *X* в обычных условиях находится в твердом состоянии, имеет запах, а при слабом нагревании плавится. Молекулярным или ионным является это соединение? Какой тип химической связи в нем реализуется? Ответ аргументируйте.
115. Укажите в представленном перечне вещества молекулярного строения: парафин, этиловый спирт, калий гидроксид, кальций оксид, азот, олово, силиций(IV) оксид, ванилин. Обоснуйте свой выбор.

116. Можно ли предсказать строение вещества (ионное, молекулярное, атомное) по его внешнему виду, агрегатному состоянию? Ответ подтвердите примерами.
117. Найдите соответствие:

Формула вещества	*Температура плавления, °С*
1) NaH;	а) +638;
2) HCl;	б) –114.

Дайте необходимое объяснение.
118. Попробуйте объяснить, почему простые вещества галогены в обычных условиях находятся в различных агрегатных состояниях: фтор F_2 и хлор Cl_2 — газы, бром Br_2 — жидкость, иод I_2 — кристаллическое вещество.
119. Молекулы хлороводорода HCl и фтора F_2 имеют приблизительно одинаковую массу (подтвердите это), но вещества существенно различаются по температурам кипения: –84 °С (HCl) и –187 °С (F_2). В чем, по вашему мнению, причина такого отличия?
120. Соединение с формулой SiC имеет атомную кристаллическую решетку. Предскажите его физические свойства и проверьте ваше предположение, найдя соответствующую информацию в интернете.

ДОМАШНИЙ ЭКСПЕРИМЕНТ

Изучение физических свойств веществ с различными типами кристаллических решеток: воды, поваренной соли, песка

Предлагаем вам выяснить, как строение известных вам веществ влияет на их физические свойства.

Найдите в интернете или других источниках информации температуры плавления и кипения поваренной соли (натрий хлорида) и песка (силиций(IV) оксида) и запишите их в тетрадь. Добавьте к этим сведениям температуры замерзания и кипения воды, агрегатные состояния веществ в обычных условиях, а также информацию о том, растворяется или не растворяется в воде соль, песок.

Какими частицами — атомами, молекулами, ионами — образовано каждое вещество?

Составьте таблицу и разместите в ней собранную информацию о свойствах веществ и их строении.

Сделайте вывод о зависимости физических свойств воды, поваренной соли и песка от типа частиц, из которых состоят вещества.

18 Степень окисления

Материал параграфа поможет вам:

- выяснить, что называют степенью окисления элемента;
- составлять формулы соединений по значениям степеней окисления элементов;
- определять степени окисления элементов по химическим формулам соединений.

Атомы — электронейтральные частицы. Они остаются таковыми, соединяясь в молекулы простых веществ. Однако на атомах, входящих в состав сложных веществ, как правило, сосредотачиваются небольшие заряды — как положительные, так и отрицательные. Это является следствием смещения общих электронных пар к атомам более электроотрицательных элементов.

В § 16 была подробно рассмотрена молекула хлороводорода HCl. Ковалентную полярную связь между атомами обеспечивает общая электронная пара, смещенная к более электроотрицательному атому Хлора (H :Cl, H→Cl). На этом атоме имеется небольшой отрицательный заряд, а на атоме Гидрогена — такой же по значению, но положительный:

$$\overset{\delta+}{H}\overset{\delta-}{Cl}\ (\delta = 0{,}2).$$

Если общую электронную пару полностью «передать» атому Хлора (тогда она уже не будет общей), то к этому атому вернется его электрон, участвовавший в ковалентной связи, и поступит электрон от атома Гидрогена. За счет последнего атом Хлора получит заряд −1, а атом Гидрогена, потеряв свой единственный электрон, приобретет заряд +1.

Условный целочисленный заряд атома в веществе называют *степенью окисления элемента*.

Степень окисления указывают в химической формуле над символом элемента, записывая сначала знак («+» или «−»), а затем — число:

$$\overset{+1}{H}\overset{-1}{Cl}.$$

УПРАЖНЕНИЕ 1. **Вычислить степени окисления элементов в аммиаке NH_3.**

Решение

Аммиак — молекулярное соединение. В молекуле NH_3 трехвалентный атом Нитрогена соединен простой ковалентной связью с каждым атомом Гидрогена:

$$H{:}\underset{\cdot\cdot}{N}{:}H, \quad H{-}N{-}H.$$
$$\;\;H \qquad\quad\;\; |\;\; H$$

Связь N–H является полярной, поскольку элементы различаются по электроотрицательности: Нитроген более электроотрицательный, чем Гидроген (табл. 6). Передаем все три общие электронные пары атому Нитрогена. В результате атом Нитрогена получает заряд −3, поскольку к нему, кроме своих трех электронов, поступили три «чужие» от атомов Гидрогена. Каждый атом Гидрогена приобретает заряд +1, так как он потерял электрон, передав его атому Нитрогена. Записываем формулу соединения с найденными степенями окисления элементов:

$$\overset{-3}{N}\overset{+1}{H_3}.$$

Если вещество состоит из ионов, то в нем степень окисления каждого элемента совпадает с зарядом иона, т. е. является реальным зарядом частицы, а не условным. Запишем формулы двух ионных соединений вместе со степенями окисления элементов:

$$\overset{+1}{Na}\overset{-1}{Cl}, \quad \overset{+3}{Al_2}\overset{-2}{O_3}.$$

(Напоминаем, что заряд иона записывают справа от символа элемента верхним индексом, причем сначала указывают цифру (единицу опускают), а затем — знак: Na^+, Al^{3+}, Cl^-, O^{2-}.)

Сумма степеней окисления всех атомов в каждом веществе равна нулю.

Это — *правило электронейтральности вещества*. О нем упоминалось ранее, но по отношению к ионным соединениям. Приведенная выше его формулировка распространяется на вещества молекулярного и атомного строения.

Правило электронейтральности используют при составлении формул химических соединений или для их проверки. Так, формула алюминий оксида Al_2O_3 правильная, поскольку сумма степеней окисления всех частиц (фактически — сумма зарядов всех ионов в формульной единице) составляет $2 \cdot (+3) + 3 \cdot (-2) = 0$.

Степень окисления элемента может быть равна и нулю. *Нулевые значения степени окисления имеют элементы в простых веществах* — водороде H_2, сере S_8, железе Fe и т. д. (объясните это), а также в бинарных соединениях, образованных элементами с одинаковой электроотрицательностью — фосфине PH_3, карбон(IV) сульфиде CS_2 и др.

Чтобы определять степени окисления элементов в соединениях по их химическим формулам, а также составлять формулы соединений, необходимо знать такие закономерности:

1) металлические элементы имеют в соединениях только положительные степени окисления;
2) степень окисления Гидрогена в соединениях с неметаллическими элементами, как правило, составляет +1, а в соединениях с металлическими элементами равна −1;
3) Оксиген почти во всех соединениях имеет степень окисления −2;
4) Флуор как наиболее электроотрицательный элемент всегда имеет в соединениях степень окисления −1;
5) максимальная (положительная) степень окисления элемента совпадает с номером группы, в которой он находится;
6) минимальная (отрицательная) степень окисления неметаллического элемента равна номеру группы, в которой он находится, минус 8.

УПРАЖНЕНИЕ 2. **Определить степени окисления элементов в соединении, формула которого — $K_4P_2O_7$.**

Решение

Калий — металлический элемент. Его степень окисления в соединении должна быть положительной (закономерность 1) и равна +1, поскольку Калий — элемент I группы (закономерность 5).

Степень окисления Оксигена в соединении составляет −2 (закономерность 3). Степень окисления Фосфора вычисляем, используя правило электронейтральности вещества:

$$\overset{+1}{K}_4\overset{x}{P}_2\overset{-2}{O}_7;$$

$$4 \cdot 1 + 2 \cdot x + 7 \cdot (-2) = 0;$$

$$x = (14 - 4) : 2 = 5.$$

Формула соединения с найденными степенями окисления элементов — $\overset{+1}{K}_4\overset{+5}{P}_2\overset{-2}{O}_7$.

УПРАЖНЕНИЕ 3. Составить формулу соединения Магния с Нитрогеном.

Решение

Магний — металлический элемент; он находится во II группе и имеет в соединениях степень окисления +2 (закономерности 1 и 5). Нитроген является неметаллическим элементом; он размещен в V группе. В соединении с металлическим элементом Нитроген проявляет отрицательную степень окисления, равную 5 − 8 = −3 (закономерность 6). Записываем формулу соединения с неизвестными индексами и указываем степени окисления элементов:

$$\overset{+2}{Mg}_x\overset{-3}{N}_y.$$

Теперь находим наименьшее число, которое делится без остатка на значения степеней окисления элементов; это число 6. Разделив его на 2, получаем количество атомов Магния в формуле соединения (6 : 2 = 3), а разделив на 3 — количество атомов Нитрогена (6 : 3 = 2).

Формула соединения — Mg_3N_2.

Значения степени окисления и валентности элемента нередко совпадают (например, Гидрогена в соединении HCl, Карбона в соединении CO_2). Тем не менее, их нельзя путать и заменять одно другим, так как понятия «степень окисления» и «валентность» различаются по смыслу. Степень окисления все чаще используют как универсальную и однозначную величину, удобную для классификации веществ, хотя для веществ молекулярного и атомного строения она имеет условный характер. Понятие «валентность» постепенно теряет свое значение в химии, но останется в истории химической науки.

ВЫВОДЫ

Степень окисления элемента — это условный целочисленный заряд атома в веществе. Его рассчитывают, полностью смещая общие электронные пары к атомам более электроотрицательных элементов. Степень окисления элемента в его ионе совпадает с зарядом иона.

Сумма степеней окисления всех атомов в каждом веществе равна нулю. Это — правило электронейтральности. Его используют при составлении формул различных соединений.

Значения степени окисления и валентности элемента часто совпадают.



121. Что такое степень окисления элемента?
122. Какие минимальное и максимальное значения может принимать степень окисления: а) металлического элемента; б) неметаллического элемента?
123. Какие максимальные и минимальные значения степеней окисления могут иметь Силиций, Литий, Манган, Селен, Неон, Фосфор?
124. Определите и укажите в приведенных формулах веществ степени окисления элементов: NaH, P_2S_5, O_3, OF_2, CCl_4, H_2S, Li_3N, AlP.
125. Составьте формулы оксидов, в которых:
    а) Хлор имеет степени окисления +1 и +7;
    б) Арсен имеет степени окисления +3 и +5.
126. Определите степени окисления элементов в соединениях с такими формулами: KOH, H_2SO_4, H_3PO_4, $CaCO_3$, $NaNO_2$, $Mg(NO_3)_2$.
127. Чем различаются понятия «валентность» и «степень окисления»?
128. Определите степени окисления элементов в соединениях по графическим формулам их молекул:
    а) H–C≡N; б) O=C(–Cl)–Cl; в) H–N(–H)–O–H.
    Сопоставьте найденные степени окисления со значениями валентности элементов в этих соединениях.

3 раздел

Количество вещества. Расчеты по химическим формулам

В средние века алхимики перед проведением экспериментов и после их завершения взвешивали вещества, определяли их объемы. После открытия М. В. Ломоносовым и А. Л. Лавуазье закона сохранения массы веществ при химических реакциях химия начала быстро развиваться, обретая статус точной науки. Расчеты стали неотъемлемой частью химических исследований.

19 Количество вещества

Материал параграфа поможет вам:

- понять суть физической величины «количество вещества», а также единицы ее измерения — моля;
- выяснить, сколько и каких частиц содержится в 1 моль вещества;

➢ решать задачи на вычисление или использование количества вещества.

Количество вещества. Вам известно, что вещества могут иметь разное строение — атомное, молекулярное, ионное. Превращения одних веществ в другие происходят вследствие соединения атомов в молекулы, распада молекул на атомы, перегруппировок атомов или ионов. Комментируя реакцию горения углерода

$$C + O_2 = CO_2,$$

вы скажете, что каждый атом Карбона реагирует с одной молекулой кислорода с образованием молекулы углекислого газа.

Чтобы подготовить какой-либо химический опыт, нет необходимости пересчитывать атомы, молекулы реагентов. Это и невозможно сделать. Химики используют физическую величину, название которой — *количество вещества*. Эта величина указывает на количество наименьших частиц вещества, содержащихся в определенной его порции. Количество вещества обозначают латинской буквой n; раньше для этого использовали греческую букву ν («ню»).

Единицей измерения количества вещества является моль[1].

Ученые установили, что 1 моль простого вещества атомного строения содержит 602 000 000 000 000 000 000 000 атомов. Это число можно записать как $602 \cdot 10^{21}$ (21 — количество нулей в первой записи числа), или $6{,}02 \cdot 10^{23}$. В 1 моль вещества молекулярного строения содержится $6{,}02 \cdot 10^{23}$ молекул[2].

► Сколько молекул содержится в 1/2 моль углекислого газа?

Для ионных соединений и сложных веществ атомного строения число $6{,}02 \cdot 10^{23}$ относится к

---

[1] Термин происходит от латинского слова moles — множество.

[2] Слово «моль» не склоняется, если перед ним есть число, но склоняется, если числа нет. Примеры словосочетаний: взято 5 моль железа, определение моля.

группам частиц (ионов, атомов), имеющихся в химической формуле вещества. Такие группы частиц называют *формульными единицами* веществ (с. 80, 82). Формульная единица натрий хлорида NaCl — катион Na^+ и анион Cl^-, а силиций(IV) оксида SiO_2 — атом Силиция и два атома Оксигена. Понятие «формульная единица» является универсальным; его используют и для молекулярных веществ, и для простых веществ атомного строения. Например, формульная единица воды — молекула H_2O, а железа — атом Феррума.

1 моль — порция вещества, содержащая $6{,}02 \cdot 10^{23}$ его формульных единиц (атомов, молекул, групп атомов или ионов).

▶ Назовите формульную единицу для ионного соединения Li_2O. Сколько формульных единиц содержится в 2 моль вещества?

Число $6{,}02 \cdot 10^{23}$ выбрано не случайно. Ученые определили, что именно столько атомов содержится в 12 г наиболее распространенного нуклида Карбона ^{12}C.

1 моль — порция вещества, содержащая столько его формульных единиц, сколько атомов содержится в 12 г нуклида ^{12}C.

Представление о порциях различных веществ в 1 моль можно получить из рисунка 38.



Рис. 38. Порции веществ в 1 моль: *а* — алюминий; *б* — вода; *в* — поваренная соль

Амедео Авогадро
(1776—1856)



Выдающийся итальянский физик и химик. Выдвинул гипотезу о молекулярном строении веществ, в частности газов. Открыл один из законов для газов (1811), позже названный его именем. Уточнил атомные массы некоторых элементов, определил состав молекул воды, аммиака, углекислого и угарного газов, метана, сероводорода и др. Разработал экспериментальные методы определения молекулярных масс газообразных веществ.

Понятие «количество вещества» применяют не только по отношению к веществам, но и по отношению к отдельным частицам. Например, 1 моль катионов Ca^{2+} — это $6{,}02 \cdot 10^{23}$ таких ионов.

Число $6{,}02 \cdot 10^{23}$ назвали числом Авогадро в честь итальянского ученого А. Авогадро.

Число Авогадро в миллиарды раз превышает количество волос на головах, в усах, бородах всех живущих на Земле людей. Если покрыть земную поверхность таким количеством ($6{,}02 \cdot 10^{23}$) теннисных мячей, то толщина этого слоя составит приблизительно 100 км. Если же разместить $6{,}02 \cdot 10^{23}$ атомов Гидрогена, наименьших среди всех атомов, вплотную друг к другу в линию, то ее длина составит примерно $6 \cdot 10^{10}$ км. Нитью такой длины можно обмотать земной шар по экватору более чем 1 500 000 раз (рис. 39).

Постоянная Авогадро
$N_A = 6{,}02 \cdot 10^{23}$ **моль**$^{-1}$

Числу Авогадро соответствует постоянная Авогадро. Ее обозначение — N_A, а размерность определяется из выражения

$$N_A = \frac{6{,}02 \cdot 10^{23}}{1 \text{ моль}} = 6{,}02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}.$$

Выведем формулу для вычисления количества вещества по количеству формульных единиц.

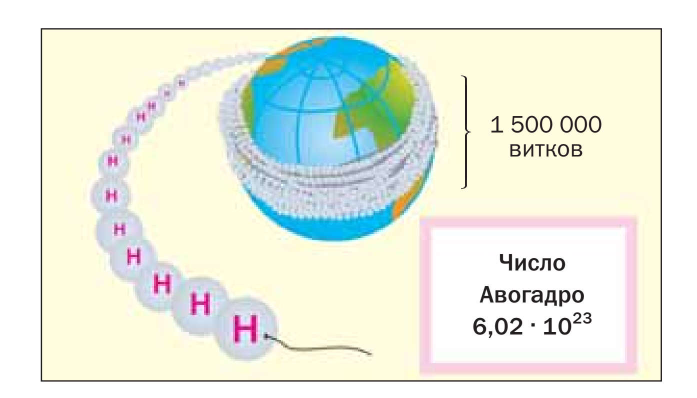


Рис. 39.
1 моль атомов Гидрогена

$$n = \frac{N}{N_A}$$

Предположим, что порция вещества молекулярного строения содержит N молекул. Рассуждаем так:

в 1 моль вещества содержится N_A молекул,
в n моль вещества — N молекул.

Отсюда

$$n = \frac{N}{N_A}.$$

Решение задач. Рассмотрим, как решают задачи, в которых используется величина «количество вещества».

ЗАДАЧА 1. **В каком количестве вещества алюминия содержится $3{,}01 \cdot 10^{24}$ атомов?**

Дано:

$N(\mathrm{Al}) = 3{,}01 \cdot 10^{24}$ атомов

$n(\mathrm{Al})$ — ?

Решение

Воспользуемся формулой, связывающей количество вещества и количество частиц (атомов):

$$n(\mathrm{Al}) = \frac{N(\mathrm{Al})}{N_A} = \frac{3{,}01 \cdot 10^{24}}{6{,}02 \cdot 10^{23}\ \text{моль}^{-1}} = \frac{30{,}1 \cdot 10^{23}}{6{,}02 \cdot 10^{23}\ \text{моль}^{-1}} = 5\ \text{моль}.$$

Ответ: **$n(\mathrm{Al})$ = 5 моль.**

В 1 моль какого-либо молекулярного вещества всегда имеется более 1 моль атомов. Например, в 1 моль кислорода O_2 содержится 2 моль атомов Оксигена, а в 1 моль метана CH_4 — 1 моль

атомов Карбона и 4 моль атомов Гидрогена или 5 моль всех атомов.

▶ Какие количества вещества атомов содержатся в 1 моль озона O_3, в 2 моль белого фосфора P_4, в 0,5 моль аммиака NH_3?

Количества вещества ионов в ионном соединении вычисляют аналогично.

ЗАДАЧА 2. Рассчитать количества вещества катионов и анионов в феррум(III) оксиде Fe_2O_3, взятом количеством вещества 4 моль.

Дано:	***Решение***
$n(Fe_2O_3) = 4$ моль	В формульной единице оксида Fe_2O_3 содержатся 2 иона Fe^{3+} и 3 иона O^{2-}. Поэтому 1 моль Fe_2O_3 состоит из 2 моль ионов Fe^{3+} и 3 моль ионов O^{2-}. В 4 моль этого соединения количеств вещества ионов в четыре раза больше:
$n(Fe^{3+})$ — ? $n(O^{2-})$ — ?	$n(Fe^{3+}) = 2 \cdot n(Fe_2O_3) = 2 \cdot 4$ моль $= 8$ моль; $n(O^{2-}) = 3 \cdot n(Fe_2O_3) = 3 \cdot 4$ моль $= 12$ моль.
	***Ответ:* $n(Fe^{3+}) = 8$ моль; $n(O^{2-}) = 12$ моль.**

По химической формуле соединения можно определить соотношение в нем количеств вещества атомов или ионов. Например, в метане CH_4

$$n(C) : n(H) = 1 : 4,$$

а в феррум(III) оксиде Fe_2O_3 —

$$n(Fe^{3+}) : n(O^{2-}) = 2 : 3.$$

Вернемся к химической реакции $C + O_2 = CO_2$, рассмотренной в начале параграфа. Если вести речь не об одном атоме Карбона и молекуле кислорода или углекислого газа, а о $6{,}02 \cdot 10^{23}$ частиц каждого типа, то уравнение реакции с соответствующими записями будет иметь такой вид:

$$\underset{1\text{ моль}}{C} + \underset{1\text{ моль}}{O_2} = \underset{1\text{ моль}}{CO_2}.$$

Таким образом, *количества вещества реагентов и продуктов отвечают (или пропорцио-*

нальны) коэффициентам в химическом уравнении. Это справедливо для любой реакции. Приводим еще один пример:

$$\underset{2\ \text{моль}}{2H_2} + \underset{1\ \text{моль}}{O_2} = \underset{2\ \text{моль}}{2H_2O}.$$

ВЫВОДЫ

Количество вещества в химии определяют количеством его частиц (формульных единиц).

Единица измерения количества вещества — моль. 1 моль содержит $6{,}02 \cdot 10^{23}$ формульных единиц вещества (атомов, молекул, групп атомов или ионов). Число $6{,}02 \cdot 10^{23}$ называют числом Авогадро.

?

129. Что подразумевают в химии под количеством вещества? Назовите единицу измерения количества вещества.
130. Определите количество вещества атомов каждого элемента:
   а) в 1 моль брома Br_2;
   б) в 3 моль сероводорода H_2S;
   в) в 1/3 моль фосфина PH_3. (Устно.)
131. Вместо точек вставьте пропущенные цифры:
   а) в 3 моль воды H_2O содержится ... моль молекул, ... моль атомов Гидрогена, ... моль атомов Оксигена;
   б) в 0,5 моль сульфатной кислоты H_2SO_4 содержится ... моль Гидрогена, ... моль Сульфура, ... моль Оксигена;
   в) в 2 моль ионного соединения $Ca(OH)_2$ содержится ... моль ионов Ca^{2+}, ... моль ионов OH^- или ... формульных единиц.
132. Выполните расчеты и заполните таблицу:

$N(H_3PO_4)$	$n(H_3PO_4)$, моль	n(H), моль	n(P), моль	n(O), моль
$12{,}04 \cdot 10^{23}$				

133. В каком количестве вещества углекислого газа содержится:
   а) $3{,}01 \cdot 10^{23}$ молекул;
   б) $12{,}04 \cdot 10^{23}$ атомов Оксигена?
134. Может ли 1 моль вещества содержать более чем $6{,}02 \cdot 10^{23}$ атомов? Ответ аргументируйте и приведите примеры.

135. В каком количестве вещества кальций хлорида $CaCl_2$ содержится $3,01 \cdot 10^{24}$ ионов Ca^{2+}? Сколько ионов Cl^- в такой порции соединения? (Устно.)

136. Укажите, в каком количестве вещества метана CH_4 содержится столько атомов, сколько их имеется в таких порциях веществ:
   а) 1 моль оксида P_2O_3;
   б) 0,3 моль кислоты HNO_3;
   в) 2,5 моль оксида CO.

137. Рассчитайте, в каком количестве вещества поваренной соли NaCl содержится столько ионов, сколько их находится в таких порциях веществ:
   а) 0,2 моль оксида CaO;
   б) 2 моль оксида Li_2O;
   в) 0,4 моль соединения Na_2S.

138. Назовите соотношение количеств вещества частиц (атомов, ионов) в веществах с такими формулами: CaO, MgF_2, $HClO_4$, $Fe(OH)_3$. (Устно.)

139. Прокомментируйте химические реакции, используя понятие «моль»:
   а) $S + 2Cl_2 = SCl_4$;
   б) $N_2 + 3H_2 = 2NH_3$;
   в) $2CO + O_2 = 2CO_2$.

20 Молярная масса

Материал параграфа поможет вам:

- выяснить суть физической величины «молярная масса»;
- вычислять значения молярных масс простых и сложных веществ;
- решать задачи с использованием молярных масс.

Молярная масса. Важной величиной, которая связана с количеством вещества, является *молярная масса*. Ее используют во многих вычислениях — при подготовке к химическому эксперименту, внедрении технологических процессов на заводах, для обработки результатов исследования химических реакций.

Молярная масса — это масса 1 моль вещества.

Молярную массу обозначают латинской буквой M. Ее размерность — *г/моль*.

Для простых веществ атомного строения и молекулярных веществ молярная масса численно равна относительной атомной или молекулярной массе. Сложные вещества атомного строения и ионные соединения не содержат молекул. Для них вместо термина «относительная молекулярная масса» используют другой — «относительная формульная масса». Обозначают и вычисляют относительную формульную массу так же, как и относительную молекулярную массу.

Молярная масса численно равна относительной атомной, молекулярной или формульной массе.

Чтобы записать молярную массу вещества, достаточно указать значение его относительной атомной, молекулярной или формульной массы и добавить размерность (г/моль). Относительные атомные массы элементов приведены в периодической системе, а относительные молекулярные массы веществ вы научились вычислять в 7 классе.

Примеры записи молярных масс веществ:

$$M(\text{C}) = 12 \text{ г/моль};$$

$$M(\text{O}_2) = 32 \text{ г/моль}$$

(расчет относительной молекулярной массы: $M_\text{r}(\text{O}_2) = 2A_\text{r}(\text{O}) = 2 \cdot 16 = 32$);

$$M(\text{NaCl}) = 58{,}5 \text{ г/моль}$$

(расчет относительной формульной массы: $M_\text{r}(\text{NaCl}) = A_\text{r}(\text{Na}) + A_\text{r}(\text{Cl}) = 23 + 35{,}5 = 58{,}5$).

▶ Вычислите и запишите значения молярных масс аммиака NH_3 и мела $CaCO_3$.

Поскольку понятие «моль» относится не только к веществам, но и к частицам (атомам, молекулам, ионам), то для них также вычисляют молярные массы. Учитывая, что масса 1 моль

ионов OH^- составляет 16 г + 1 г = 17 г (массой электронов обычно пренебрегают, поскольку она чрезвычайно мала), запишем значение молярной массы этих частиц:

$$M(OH^-) = 17 \text{ г/моль}.$$

Выведем формулу, описывающую взаимосвязь между массой, количеством вещества и молярной массой. Если, например, 1 моль атомов Гидрогена имеет массу 1 г, то n моль этих атомов — массу, которая в n раз больше, т. е. n г. Запишем соответствующее математическое выражение:

$$m(H) = n \cdot M(H) = n \text{ моль} \cdot 1 \text{ г/моль} = n \text{ г}.$$

Общая формула для вычисления массы по количеству вещества:

$$m = n \cdot M.$$

$\boldsymbol{n = \frac{m}{M}}$

$\boldsymbol{M = \frac{m}{n}}$

Отсюда

$$n = \frac{m}{M};\ M = \frac{m}{n}.$$

Таким образом, *молярная масса — это отношение массы к количеству вещества.*

Решение задач. Рассмотрим два способа решения задач, которые предполагают использование молярной массы. Один из них предусматривает составление пропорции, а другой — вычисления по приведенным выше формулам.

ЗАДАЧА 1. **Рассчитать количество вещества метана CH_4, если масса соединения составляет 6,4 г.**

Дано:

$m(CH_4) = 6{,}4$ г

$n(CH_4)$ — ?

Решение

1-й способ

1. Вычисляем молярную массу соединения:

$$M(CH_4) = M(C) + 4M(H) = 12 \text{ г/моль} + 4 \cdot 1 \text{ г/моль} = 16 \text{ г/моль}.$$

2. Находим количество вещества метана составлением пропорции:

1 моль CH_4 имеет массу 16 г,
x моль CH_4 — 6,4 г;

$$\frac{1}{x} = \frac{16}{6{,}4};$$

$$x = n(CH_4) = \frac{1 \text{ моль} \cdot 6{,}4 \text{ г}}{16 \text{ г}} = 0{,}4 \text{ моль}.$$

2-й способ

Воспользуемся одной из формул, приведенных в параграфе:

$$n(CH_4) = \frac{m(CH_4)}{M(CH_4)} = \frac{6{,}4\ г}{16\ г/моль} = 0{,}4\ моль.$$

Ответ: $n(CH_4) = 0{,}4$ моль.

ЗАДАЧА 2. **Какая масса железа отвечает количеству вещества металла 1,5 моль?**

Дано:

$n(Fe) = 1{,}5$ моль

$m(Fe)$ — ?

Решение

1-й способ

Железо — простое вещество, состоящее из атомов Феррума.

$$M(Fe) = 56\ г/моль.$$

Рассчитываем массу железа составлением пропорции:

1 моль Fe имеет массу 56 г,

1,5 моль Fe — x г;

$$x = m(Fe) = \frac{1{,}5\ моль \cdot 56\ г}{1\ моль} = 84\ г.$$

2-й способ

Воспользуемся формулой, приведенной на с. 114:

$$m(Fe) = n(Fe) \cdot M(Fe) = $$
$$= 1{,}5\ моль \cdot 56\ г/моль = 84\ г.$$

Ответ: $m(Fe) = 84$ г.

ЗАДАЧА 3. **Вычислить массу 10^{24}** атомов Натрия.

Дано:

$N(Na) = 10^{24}$ атомов

$m(Na)$ — ?

Решение

1-й способ

Поскольку $M(Na) = 23$ г/моль, то 1 моль атомов Натрия имеет массу 23 г. Учитывая, что 1 моль элемента — это $6{,}02 \cdot 10^{23}$ атомов, составляем пропорцию и решаем ее:

$6{,}02 \cdot 10^{23}$ атомов Na имеют массу 23 г,

10^{24} атомов Na — x г;

$$x = m(Na) = \frac{10^{24} \cdot 23\ г}{6{,}02 \cdot 10^{23}} = \frac{230\ г}{6{,}02} = 38{,}2\ г.$$

2-й способ

1. Рассчитываем количество вещества Натрия:

$$n(\mathrm{Na}) = \frac{N(\mathrm{Na})}{N_\mathrm{A}} = \frac{10^{24}}{6{,}02 \cdot 10^{23}\ \text{моль}^{-1}} = \frac{10\ \text{моль}}{6{,}02} = 1{,}66\ \text{моль}.$$

2. Вычисляем массу атомов Натрия:

$$m(\mathrm{Na}) = n(\mathrm{Na}) \cdot M(\mathrm{Na}) = 1{,}66\ \text{моль} \cdot 23\ \text{г/моль} = 38{,}2\ \text{г}.$$

Ответ: m(Na) = 38,2 г.

ВЫВОДЫ

Молярная масса — это масса 1 моль вещества. Она численно равна относительной атомной, молекулярной или формульной массе.

Молярная масса является отношением массы к количеству вещества.

?

140. Найдите соответствие:

1) $M_r(CO_2)$;	а) 44 г;
2) $m(CO_2)$;	б) 44 г/моль;
3) $M(CO_2)$;	в) 44.

141. Вычислите молярные массы веществ, имеющих такие формулы: F_2, H_2O, SO_2, Li_2O, Mg_3N_2, H_2SO_4, $CaCO_3$. (Устно.)
142. Каковы молярные массы таких атомов и ионов: Cu, Ar, Br, Mg^{2+}, S^{2-}? (Устно.)
143. Масса соединения, взятого количеством вещества 0,2 моль, равна 12,8 г. Определите молярную массу соединения. (Устно.)
144. Вычислите массу 0,25 моль магний фосфида Mg_3P_2.
145. Масса какого соединения больше — углекислого газа CO_2, взятого количеством вещества 2 моль, или сернистого газа SO_2, взятого количеством вещества 1,5 моль? (Устно.)
146. Какое количество вещества содержится в 24 г магния, 80 г брома, 200 г мела? (Устно.)
147. В какой из указанных порций веществ содержится наибольшее количество вещества, а в какой — наименьшее: в 10 г кальция, 16 г кислорода или 8 г натрий гидрида NaH? (Устно.)

148. Сколько молекул и атомов в 3,4 г аммиака NH_3? (Устно.)
149. Укажите, где содержится больше молекул, атомов:
   а) в 1 г углекислого газа CO_2 или в 1 г сернистого газа SO_2;
   б) в 1 моль воды или в 1 моль сульфатной кислоты H_2SO_4. (Устно.)
150. В 1 л минеральной воды «Боржоми» содержится 80 мг ионов Ca^{2+}, 55 мг ионов Mg^{2+}. Количество каких ионов в этой воде больше? (Устно.)
151. Вычислите массу одной молекулы воды в граммах, используя молярную массу воды и постоянную Авогадро.

21 Молярный объем. Закон Авогадро

Материал параграфа поможет вам:

- выяснить суть физической величины «молярный объем»;
- понять, почему в одинаковых объемах различных газов содержится одинаковое число молекул;
- решать задачи с использованием молярного объема газа.

Молярный объем. Порцию вещества можно характеризовать не только по ее массе, но и по объему. Поэтому, кроме молярной массы, используют другую физическую величину — *молярный объем*.

Молярный объем — это объем 1 моль вещества.

Обозначение молярного объема — V_M, а единицы измерения — *см³/моль, л/моль*.

Из курса физики вам известна формула, в которую входят масса вещества (m), его плотность (ρ) и объем (V):

$$m = \rho \cdot V.$$

Аналогичная связь существует между молярной массой и молярным объемом:

$M = \rho \cdot V_M$

$V_M = \frac{M}{\rho}$

Нормальные условия (н. у.) — 0 °С; 760 мм рт. ст.

Для газов при н. у. V_M = = 22,4 л/моль

$$M = \rho \cdot V_М.$$

Из этой формулы получаем другую:

$$V_М = \frac{M}{\rho}.$$

По ней можно вычислить молярный объем любого вещества. Для этого рассчитывают молярную массу вещества и находят в справочнике его плотность.

Каждое твердое и жидкое вещество имеет свое значение молярного объема (например, для алюминия, поваренной соли, воды и этилового спирта — 10, 27, 18 и 58 см^3/моль соответственно). Молярные объемы веществ в твердом и жидком агрегатных состояниях, как и их плотности, почти не зависят от температуры и давления.

Газы при нагревании или понижении давления заметно расширяются, а при охлаждении или повышении давления сжимаются. Это происходит потому, что расстояния между молекулами в газах очень большие (в твердых и жидких веществах частицы соприкасаются друг с другом).

При изменении условий изменяются также плотность газа и его молярный объем. Поэтому, приводя для него значения этих физических величин, указывают соответствующие температуру и давление.

Ученые установили, что молярный объем различных газов при одинаковых условиях один и тот же. В частности, при температуре 0 °С и давлении 760 мм рт. ст. (или 101,3 кПа) он составляет 22,4 л/моль. Такие условия называют *нормальными* (сокращенно — *н. у.*).

1 моль любого газа при нормальных условиях занимает объем 22,4 л.

Описывая физические свойства вещества, указывают его агрегатное состояние в обычных условиях. В этом случае речь идет об условиях, которые чаще всего существуют в помещении, где изучают или используют вещество. Это — температура приблизительно +20 °С и давление приблизительно 760 мм рт. ст.

$n = \frac{V}{V_М}$

$V_М = \frac{V}{n}$

Взаимосвязь между объемом (V), количеством вещества (n) и молярным объемом ($V_М$) описывает такая формула (попробуйте ее вывести самостоятельно):

$$V = n \cdot V_М.$$

Из нее можно получить две другие:

$$n = \frac{V}{V_М}; \quad V_М = \frac{V}{n}.$$

Таким образом, *молярный объем — это отношение объема к количеству вещества.*

Закон Авогадро. Вы уже знаете, что 1 моль водорода, кислорода или другого газа занимает при нормальных условиях объем 22,4 л и содержит $6{,}02 \cdot 10^{23}$ молекул. Гипотезу об одинаковом количестве молекул в равных объемах различных газов, которая основывалась на результатах исследований реакций между газами, высказал в начале XIX в. А. Авогадро. Получив дальнейшее экспериментальное подтверждение и теоретическое обоснование, эта гипотеза стала законом.

Закон Авогадро формулируют так:

в равных объемах различных газов при одинаковых температуре и давлении содержится одинаковое число молекул[1].

Приводим важное следствие закона Авогадро:

в равных объемах различных газов при одинаковых температуре и давлении содержатся одинаковые количества вещества.

Изложенный материал наглядно иллюстрирует рисунок 40.

Решение задач. Рассмотрим, как решают задачи с использованием молярного объема газа.

---

[1] Для инертных газов — одинаковое количество атомов.

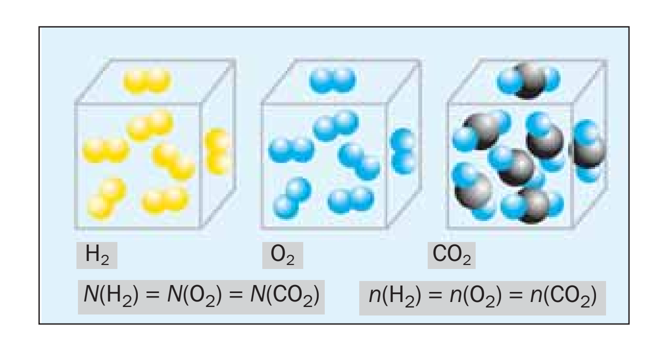


Рис. 40. Одинаковые количества молекул и количества вещества в одинаковых объемах газов

ЗАДАЧА 1. **Вычислить объем 0,4 г водорода при нормальных условиях.**

Дано:
$m(H_2) = 0,4$ г
н. у.

$V(H_2)$ — ?

Решение

1-й способ

1. Находим количество вещества водорода:

$$n(H_2) = \frac{m(H_2)}{M(H_2)} = \frac{0,4 \text{ г}}{2 \text{ г/моль}} = 0,2 \text{ моль}.$$

2. Определяем объем водорода составлением пропорции:

1 моль H_2 занимает при н. у. объем 22,4 л,
0,2 моль H_2 — x л;

$x = V(H_2) = (0,2 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ л/моль}) : 1 \text{ моль} = 4,48$ л.

2-й способ

1. Находим количество вещества водорода:

$$n(H_2) = \frac{m(H_2)}{M(H_2)} = \frac{0,4 \text{ г}}{2 \text{ г/моль}} = 0,2 \text{ моль}.$$

2. Вычисляем объем водорода по соответствующей формуле:

$V(H_2) = n(H_2) \cdot V_M = 0,2 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ л/моль} = 4,48$ л.

Ответ: **$V(H_2) = 4,48$ л.**

ЗАДАЧА 2. **Определить количество молекул в 1 л кислорода при нормальных условиях.**

Дано:
$V(O_2) = 1$ л
н. у.

$N(O_2)$ — ?

Решение

1-й способ

Находим количество молекул кислорода в 1 л газа при нормальных условиях составлением пропорции:

в 22,4 л кислорода содержится $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул,
в 1 л кислорода — x молекул;

$$x = N(O_2) = \frac{1\ \text{л} \cdot 6{,}02 \cdot 10^{23}}{22{,}4\ \text{л}} = 0{,}27 \cdot 10^{23} =$$
$$= 2{,}7 \cdot 10^{22}\ (\text{молекул}).$$

2-й способ

Вычисляем количество молекул кислорода в 1 л газа при нормальных условиях. Для этого из формул

$$n = \frac{N}{N_A} \quad \text{и} \quad n = \frac{V}{V_M}$$

получаем:

$$N = \frac{N_A \cdot V}{V_M}.$$

$$N(O_2) = \frac{6{,}02 \cdot 10^{23}\ \text{моль}^{-1} \cdot 1\ \text{л}}{22{,}4\ \text{л/моль}} = 0{,}27 \cdot 10^{23} =$$
$$= 2{,}7 \cdot 10^{22}\ (\text{молекул}).$$

Ответ: **$N(O_2) = 2{,}7 \cdot 10^{22}$ молекул.**

Эту задачу можно решить еще одним способом. Сначала вычисляем по соответствующим формулам количество вещества кислорода, а затем — количество молекул.

ЗАДАЧА 3. **Рассчитать плотность угарного газа CO при нормальных условиях.**

Дано:
CO
н. у.

ρ(CO) — ?

Решение

1-й способ

1. Находим молярную массу угарного газа:

$$M(CO) = 28\ \text{г/моль}.$$

2. Вычисляем плотность газа при нормальных условиях:

1 моль CO, т. е. 28 г, занимает при н. у. объем 22,4 л,
x г CO — 1 л;

$$x = m(CO) = \frac{28\ \text{г} \cdot 1\ \text{л}}{22{,}4\ \text{л}} = 1{,}25\ \text{г};$$

$$\rho(CO) = 1{,}25\ \text{г/л}.$$

2-й способ

1. Находим молярную массу угарного газа:

$$M(CO) = 28\ \text{г/моль}.$$

2. Рассчитываем плотность угарного газа при нормальных условиях:

$$M = \rho \cdot V_M \quad \Rightarrow \quad \rho = \frac{M}{V_M};$$

$$\rho(CO) = \frac{M(CO)}{V_M} = \frac{28\ г/моль}{22{,}4\ л/моль} = 1{,}25\ г/л.$$

Ответ: **ρ(CO) = 1,25 г/л.**

ВЫВОДЫ

Молярный объем — объем 1 моль вещества. Эта физическая величина является отношением объема к количеству вещества.

Молярные объемы твердых и жидких веществ разные, а газов (при одних и тех же температуре и давлении) — одинаковые. При нормальных условиях (температуре 0 °С и давлении 760 мм рт. ст.) 1 моль любого газа занимает объем 22,4 л.

В равных объемах различных газов при одинаковых температуре и давлении содержится одинаковое число молекул (закон Авогадро).



152. Что такое молярный объем вещества? Как его можно вычислить?
153. Плотность азота[1] составляет 1,25 г/л. Рассчитайте молярный объем газа.
154. Плотность газа составляет 1,43 г/л. Какова молярная масса газа?
155. Найдите объемы газов:
    а) водорода, взятого количеством вещества 10 моль;
    б) сероводорода H_2S массой 3,4 г;
    в) угарного газа CO массой 0,28 г. (Устно.)
156. Человек в сутки выдыхает вместе с воздухом 500 л углекислого газа. Определите массу этого объема газа.
157. Вычислите молярную массу газа, если 60 г его занимают объем 44,8 л. (Устно.)
158. Где содержится больше всего молекул — в 1 л воды, 1 л кислорода или 1 л водорода? Ответ аргументируйте.
159. Имеются одинаковые массы газов — водорода и метана CH_4. Каково соотношение их объемов?

---

[1] В этой и следующих задачах к параграфу плотности, объемы и молярные объемы газов соответствуют нормальным условиям.

ДЛЯ ЛЮБОЗНАТЕЛЬНЫХ

Соотношения объемов газов в химических реакциях

Согласно закону Авогадро, равные объемы газов содержат одинаковое число молекул (при одинаковых условиях). Если каждая молекула одного газа реагирует с одной молекулой другого, например в реакции

$$H_2 + Cl_2 = 2HCl, \qquad (1)$$

то должны взаимодействовать одинаковые объемы веществ, скажем 1 л H_2 и 1 л Cl_2. В реакции

$$2H_2 + O_2 = 2H_2O \qquad (2)$$

на один объем кислорода должны приходиться два объема реагирующего с ним водорода, поскольку только при этом условии число молекул водорода будет вдвое превышать число молекул кислорода, как того «требует» химическое уравнение.

Обобщением этих выводов является закон объемных соотношений газов, открытый французским ученым Ж. Гей-Люссаком в 1808 г.:

объемы газов, которые вступают в реакцию и образуются в результате реакции, соотносятся как небольшие целые числа.

Со временем ученые установили, что эти числа являются соответствующими коэффициентами в химических уравнениях.

Итак, для газов в реакциях (1) и (2)

$$V(H_2) : V(Cl_2) : V(HCl) = 1 : 1 : 2;$$

$$V(H_2) : V(O_2) = 2 : 1.$$

Использование закона Гей-Люссака дает возможность химику или инженеру-технологу определить, какие объемы газов необходимо взять для осуществления реакции. Отобрать определенный объем газа значительно легче, чем взвесить его необходимую массу.

22 Относительная плотность газа

Материал параграфа поможет вам:

- выяснить, что такое относительная плотность газа;

- понять, как определить относительную плотность одного газа по другому газу;
- решать задачи с использованием относительной плотности газов.

Относительная плотность газа. В равных объемах различных газов содержится одно и то же число молекул[1]. Однако массы одинаковых объемов газов, как правило, разные, так как молекулы различных веществ обычно имеют разную массу. Масса 1 см³ кислорода, взятого при нормальных условиях, составляет 0,00143 г, а масса такого же объема водорода — 0,0000893 г. Значит, кислород тяжелее водорода (рис. 41). Чтобы узнать, во сколько раз, разделим массу 1 см³ кислорода на массу 1 см³ водорода:

$$\frac{m(O_2)}{m(H_2)} = \frac{0,00143\ г}{0,0000893\ г} = 16.$$

Число 16 называют относительной плотностью кислорода по водороду. Эту физическую величину обозначают буквой D и записывают так:

$$D_{H_2}(O_2) = 16.$$

Относительная плотность газа по другому газу — это отношение массы определенного объема газа к массе такого же объема другого газа (при одинаковых температуре и давлении).

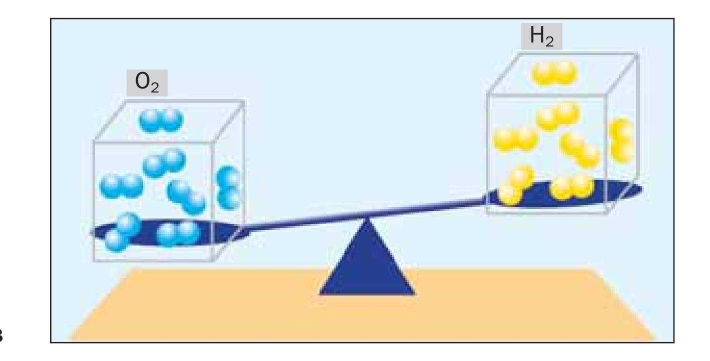


Рис. 41. Сравнение масс одинаковых объемов газов

[1] При одних и тех же условиях.

Масса 1 $см^3$ вещества численно равна его плотности. Плотности кислорода и водорода (при нормальных условиях) таковы:

$$\rho(O_2) = 0{,}00143 \text{ г/см}^3,$$
$$\rho(H_2) = 0{,}0000893 \text{ г/см}^3.$$

Это интересно
Самый легкий газ — водород H_2, самый тяжелый — радон Rn.

Узнать, во сколько раз кислород тяжелее водорода, можно, разделив плотность кислорода на плотность водорода:

$$D_{H_2}(O_2) = \frac{\rho(O_2)}{\rho(H_2)} = \frac{0{,}00143 \text{ г/см}^3}{0{,}0000893 \text{ г/см}^3} = 16.$$

Из этой формулы понятно, почему физическую величину, о которой идет речь в параграфе, называют относительной плотностью.

Относительная плотность, как и относительная атомная (молекулярная, формульная) масса, не имеет размерности.

Если взять по 22,4 л кислорода и водорода при нормальных условиях, то массы газов (в граммах) будут численно равны их молярным массам или относительным молекулярным массам. Отсюда — такие варианты вычисления относительной плотности кислорода по водороду:

$$D_{H_2}(O_2) = \frac{M(O_2)}{M(H_2)} = \frac{M_r(O_2)}{M_r(H_2)} = \frac{32}{2} = 16.$$

Преобразуем все приведенные выше формулы в общие. Более тяжелый газ обозначим буквой B, более легкий — буквой A, а относительную плотность первого газа по второму — $D_A(B)$:

$$D_A(B) = \frac{m(B)}{m(A)} = \frac{\rho(B)}{\rho(A)} = \frac{M_r(B)}{M_r(A)} = \frac{M(B)}{M(A)}.$$

Запомните: массы газов можно использовать для вычисления относительной плотности лишь при условии, что $V(B) = V(A)$.

▶ Вычислите относительную плотность углекислого газа по гелию.

M_r(возд.) = 29

Газы часто сравнивают с воздухом. Хотя воздух является смесью газов, его можно условно считать газом с относительной молекулярной массой 29. Это число называют средней

относительной молекулярной массой воздуха. Оно находится в промежутке между числами 32 и 28 — относительными молекулярными массами кислорода O_2 и азота N_2, главных компонентов воздуха.

▶ Докажите, что газы водород, гелий и метан легче воздуха.

Установить, легче или тяжелее воздуха определенный газ, очень просто. Достаточно заполнить им резиновый шарик и отпустить его (рис. 42).

Рис. 42. Движение в воздухе шариков, заполненных различными газами

Формулы для расчета относительной плотности газа *B* по воздуху имеют такой вид:

$$D_{возд.}(B) = \frac{M_r(B)}{29} = \frac{M(B)}{29 \text{ г/моль}}.$$

Решение задач. Рассмотрим, как решают задачи с использованием изложенного в параграфе материала.

ЗАДАЧА 1. **Рассчитать относительную плотность углекислого газа по водороду и по воздуху.**

Дано:

CO_2

$D_{H_2}(CO_2)$ — ?
$D_{возд.}(CO_2)$ — ?

Решение

Находим относительную плотность углекислого газа по водороду и по воздуху.

$$D_{H_2}(CO_2) = \frac{M(CO_2)}{M(H_2)} = \frac{44 \text{ г/моль}}{2 \text{ г/моль}} = 22;$$

$$D_{возд.}(CO_2) = \frac{M(CO_2)}{M(\text{возд.})} = \frac{44 \text{ г/моль}}{29 \text{ г/моль}} = 1,52.$$

Ответ: **$D_{H_2}(CO_2) = 22$; $D_{возд.}(CO_2) = 1,52$.**

В соответствии с полученным результатом углекислый газ в 1,52 раза тяжелее воздуха. Очевидно, что воздух в столько же раз легче углекислого газа.

Зная относительную плотность неизвестного газа B по известному газу A, можно вычислить молярную массу газа B по формуле

$$M(B) = D_A(B) \cdot M(A).$$

ЗАДАЧА 2. **Относительная плотность газа *X* (соединение Сульфура) по водороду равна 17. Вычислить молярную массу газа *X* и найти его формулу.**

Дано:

$D_{H_2}(X) = 17$

$M(X)$ — ?

X — ?

Решение

1. Вычисляем молярную массу газа X:

$$D_{H_2}(X) = \frac{M(X)}{M(H_2)} \quad \Rightarrow \quad M(X) = D_{H_2}(X) \cdot M(H_2);$$

$$M(X) = 17 \cdot 2 \text{ г/моль} = 34 \text{ г/моль}.$$

2. Находим формулу газа X.
Поскольку $M(S) = 32$ г/моль, то в молекуле газа X содержится один атом Сульфура. (Если бы атомов этого элемента было два или больше, то молярная масса газа X превышала бы $2 \cdot 32$ г/моль $= 64$ г/моль.) На второй элемент в молярной массе соединения приходится 34 г/моль – 32 г/моль = 2 г/моль. Очевидно, что этим элементом является Гидроген ($M(H) = 1$ г/моль) и его атомов в молекуле соединения — два. Формула газа — H_2S.

Ответ: **$M(X)$ = 34 г/моль; формула газа *X* — H_2S.**

ВЫВОДЫ

Относительная плотность газа по другому газу — это отношение массы определенного объема газа к массе такого же объема другого газа (при одинаковых температуре и давлении). Значение относительной плотности газа показывает, во сколько раз он тяжелее другого газа.

Газом сравнения часто служит воздух, который ведет себя как газ с относительной молекулярной массой 29.

По относительной плотности газа можно вычислить его молярную массу.

?

160. Сопоставьте физические величины «относительная плотность» и «плотность».
161. Почему для относительной плотности газа не указывают внешние условия — давление и температуру?
162. Определите плотность воздуха при нормальных условиях.
163. Вычислите относительную плотность по водороду газов с такими формулами: He, Ne, CH_4, NH_3, N_2, CO, SiH_4, SO_2. (Устно.)
164. Назовите два-три газа, которые тяжелее воздуха, и докажите это.
165. Газообразное простое вещество имеет относительную плотность по водороду 24. Найдите формулу вещества. (Устно.)
166. Относительная плотность газа *A* по воздуху составляет 1,59. Определите относительную молекулярную массу этого газа.
167. Некоторый газ в 1,7 раза легче воздуха. Тяжелее он или легче метана CH_4 и во сколько раз?
168. Масса 2 л газа *X* составляет 3,75 г, а масса такого же объема газа *Y* — 2,32 г. Определите плотность газа *X*, а также его относительную плотность по газу *Y*.
169. Один литр некоторого газа при нормальных условиях имеет массу 1,96 г. Какова относительная плотность этого газа по азоту?

ДЛЯ ЛЮБОЗНАТЕЛЬНЫХ

О средней молярной массе воздуха

Почему средняя относительная молекулярная масса воздуха равна 29, а не 30 — среднему арифметическому относительных молекулярных масс кислорода (32) и азота (28)? Потому что в воздухе содержится неодинаковое количество этих газов: кислорода — 21 % по объему, азота — 78 %.

Вычислим среднюю молярную массу воздуха (она численно равна средней относительной молекулярной массе).

Предположим, что воздух состоит только из кислорода и азота. Возьмем приближенные значения объемных долей[1] этих газов в воздухе:

$$\varphi(O_2) = 0{,}2; \qquad \varphi(N_2) = 0{,}8.$$

Количества вещества газов пропорциональны их объемам или объемным долям:

$$n(O_2) : n(N_2) = \varphi(O_2) : \varphi(N_2).$$

Найдем массу порции воздуха, в которой сумма количеств вещества газов составляет 1 моль:

$$n(O_2) + n(N_2) = 1 \text{ моль};$$

$$n(O_2) = 0{,}2 \cdot 1 \text{ моль} = 0{,}2 \text{ моль};$$

$$n(N_2) = 0{,}8 \cdot 1 \text{ моль} = 0{,}8 \text{ моль};$$

$$m(\text{возд.}) = n(O_2) \cdot M(O_2) + n(N_2) \cdot M(N_2) = 0{,}2 \text{ моль} \cdot 32 \text{ г/моль} + 0{,}8 \text{ моль} \cdot 28 \text{ г/моль} = 28{,}8 \text{ г} \approx 29 \text{ г}.$$

Отсюда M(возд.) = 29 г/моль.

[1] Объемную долю обозначают греческой буквой φ («фи»).

4 раздел
Основные классы неорганических соединений

Вам уже известно, что все вещества делят на органические и неорганические. К первой группе относятся соединения Карбона, ко второй — соединения других элементов и все простые вещества (металлы, неметаллы).

Раздел химической науки, охватывающий неорганические вещества, называют *неорганической химией*.

Количество неорганических веществ достигает сотен тысяч. Ученые-химики распределили многие неорганические соединения по группам, или классам. При этом они учитывали их состав, т. е. какие химические элементы и в каком количестве образуют каждое соединение. В некоторых случаях также принимали во внимание химические свойства веществ (например, способность вступать в реакции с основаниями и/или кислотами).

Несколько классов неорганических соединений считаются основными, важнейшими; их мы и будем рассматривать в этом разделе.

Вы знаете о соединениях, общее название которых — оксиды. В результате реакций воды с некоторыми оксидами металлических элементов образуются вещества, которые называют основаниями. С другими оксидами вода взаимодействует с образованием кислот. Кроме оксидов, оснований, кислот, к основным классам неорганических соединений относят амфотерные гидроксиды и соли.

23 Оксиды

Материал параграфа поможет вам:

- выяснить состав оксидов;
- закрепить навыки по составлению химических названий оксидов;
- узнать о распространенности оксидов в природе.

Состав и формулы оксидов. Важнейшим и жизненно необходимым оксидом является вода (рис. 43). Она наполняет нас радостью, когда мы наблюдаем преломление солнечных лучей в каплях росы, любуемся покрытыми снегом деревьями, слушаем шум морского прибоя. В воде обитает многожество живых существ. Эта жидкость имеет особые свойства, является хорошим растворителем, служит катализатором



Рис. 43. Вода в природе

некоторых химических реакций, участвует в различных технологических процессах.

Оксиды — соединения элементов с Оксигеном. Почти все химические элементы образуют оксиды (рис. 44). Для элемента с постоянной валентностью существует один оксид. Так, одновалентный Литий образует оксид с формулой Li_2O, двухвалентный Кальций — оксид CaO, трехвалентный Бор — оксид B_2O_3. Если элемент имеет переменную валентность, то для него существует несколько оксидов. Например, для Купрума известны соединения Cu_2O и CuO, а для Хрома — CrO, Cr_2O_3 и CrO_3.

Оксиды E_mO_n

Учитывая возможные значения валентности химических элементов в соединениях, запишем ряд общих формул оксидов: E_2O, EO, E_2O_3, EO_2, E_2O_5, EO_3, E_2O_7, EO_4. Объединим их в одну — $\boldsymbol{E_mO_n}$.

▶ Определите степень окисления Оксигена в оксидах Li_2O, CaO и B_2O_3.

Оксид — соединение элемента с Оксигеном, в котором Оксиген проявляет степень окисления −2.

Некоторые соединения элементов с Оксигеном не относятся к оксидам. Среди них — гидроген пероксид H_2O_2 и оксиген фторид OF_2. В первом соединении степень окисления Оксигена равна −1, а во втором +2 (докажите это).

Названия оксидов. В 7 классе вы научились давать оксидам химические названия. Напоми-





Рис. 44. Некоторые оксиды

наем, что название оксида состоит из названия элемента, который образует это соединение с Оксигеном, и слова «оксид»:

CaO — кальций оксид;
B_2O_3 — бор оксид.

Это интересно
Больше всего оксидов образует Нитроген: N_2O, NO, N_2O_3, NO_2, N_2O_4, N_2O_5.

Если элемент образует несколько оксидов, то в названии каждого соединения после названия элемента указывают (без отступа) римской цифрой в скобках значение его степени окисления без знака «+»:

FeO — феррум(II) оксид;
Fe_2O_3 — феррум(III) оксид.

В названии соединения склоняется лишь второе слово: кальций оксида, феррум(II) оксидом.

► Дайте химические названия оксидам с формулами MgO, CO_2, P_2O_5.

Некоторые оксиды, кроме химических названий, имеют еще и традиционные (тривиальные). Такие названия, например, для соединений CaO и SO_2 — «негашеная известь» и «сернистый газ».

Распространенность оксидов в природе. Оксиды содержатся в каждой из трех оболочек нашей планеты — в атмосфере, гидросфере, литосфере.

Наиболее распространенный оксид в атмосфере и гидросфере — вода, а в литосфере — силиций(IV) оксид SiO_2. Такую формулу имеет минерал кварц; он является составной частью песка, гранита.

Больше всего оксидов встречается в литосфере. Они входят в состав горных пород, почвы, минералов (рис. 45). Феррум(III) оксид — главный компонент некоторых железных руд.

В воздухе содержится небольшое количество углекислого газа.

ВЫВОДЫ

Оксид — соединение элемента с Оксигеном, в котором степень окисления Оксигена равна −2. Общая формула оксидов — E_mO_n.







Рис. 45. Кристаллы некоторых минералов

Оксиды имеют химические названия, а некоторые — еще и тривиальные. Первым словом в химическом названии оксида является название соответствующего элемента, а вторым — слово «оксид».

Многие оксиды встречаются в природе. Наиболее распространены вода и силиций(IV) оксид.

?

170. Какие соединения называют оксидами? Укажите среди приведенных химических формул те, которые отвечают оксидам: PbO, Cl_2O_7, Na_2O, K_2O_2, $LiOH$, SeO_3, $HClO$, BaO_2.
171. Составьте химические формулы оксидов Стибия (степени окисления элемента равны +3 и +5) и Теллура (степени окисления элемента +4 и +6).
172. Составьте химические формулы оксидов, которые содержат катионы Калия, Бария, Алюминия.
173. Изобразите графические формулы молекул оксидов SO_2 и I_2O_5.
174. Запишите формулы соединений, имеющих такие названия:
    а) нитроген(IV) оксид;
    б) титан(III) оксид;
    в) бериллий оксид;
    г) манган(II) оксид.
175. Дайте химические названия оксидам SrO, Mn_2O_3, Mn_2O_7, NO, N_2O_5.
176. Вычислите массовые доли элементов в сульфур(IV) оксиде и сульфур(VI) оксиде.
177. Найдите массу:
    а) титан(IV) оксида количеством вещества 2 моль;
    б) порции нитроген(II) оксида, в которой содержится 10^{23} молекул.
178. Ученики класса за 45 минут урока выдыхают вместе с воздухом 1,1 кг углекислого газа. Какой объем занимает этот газ при нормальных условиях?

24 Основания

Материал параграфа поможет вам:

- выяснить состав оснований;
- пользоваться таблицей растворимости неорганических соединений в воде;
- закрепить навыки по составлению химических названий оснований.

Состав и формулы оснований. Вам известно, что некоторые оксиды металлических элементов реагируют с водой (§ 11):

$$Na_2O + H_2O = 2NaOH;$$

$$CaO + H_2O = Ca(OH)_2.$$

Основания $\boldsymbol{M}$(OH)$_n$

Продукты этих реакций принадлежат к классу оснований; их состав отвечает общей формуле $\boldsymbol{M(OH)_n}$. Основаниями являются все соединения, имеющие формулу MOH, большинство соединений с формулой $M(OH)_2$ и несколько с формулой $M(OH)_3$.

Все основания — ионные вещества.

Основание — соединение, состоящее из катионов металлического элемента M^{n+} и гидроксид-анионов OH^-.

Каждое основание происходит от определенного оксида. Вы уже знаете, что такие оксиды называют *осно́вными*. Заряд иона металлического элемента в основании и оксиде один и тот же. Многие осно́вные оксиды не взаимодействуют с водой; соответствующие основания получают с помощью других реакций.

▶ Напишите формулу основания, которому отвечает оксид Bi_2O_3.

Некоторые соединения, которые имеют общую формулу $M(OH)_n$, не относят к основаниям,

поскольку они проявляют химические свойства, присущие как основаниям, так и кислотам. Эти соединения называют амфотерными гидроксидами; о них пойдет речь в § 31.

Основания, образованные щелочными и щелочноземельными элементами, растворяются в воде. Их общее название — *щелочи*. Магний гидроксид к щелочам не относят. Другие основания являются нерастворимыми.

Получить информацию о способности неорганических соединений растворяться в воде можно из таблицы растворимости (форзац II). Приводим ее фрагмент:

Анион	Катионы									
	Na^+	K^+	Ag^+	Mg^{2+}	Ca^{2+}	Ba^{2+}	Mn^{2+}	Hg^{2+}	Ni^{2+}	Fe^{2+}
OH^-	р	р	—	м	м	р	н	—	н	н

Буква «р» в клетке, отвечающей определенному соединению, указывает на то, что вещество хорошо растворяется в воде. Буквой «м» обозначены соединения с малой растворимостью, а буквой «н» — почти нерастворимые соединения. Прочерк в клетке означает, что вещества не существует (оно не получено). Такие прочерки имеются в клетках для гидроксидов AgOH и $Hg(OH)_2$ (соответствующие оксиды Ag_2O и HgO известны).

Названия оснований. Химическое название каждого основания, как и оксида, состоит из двух слов. Первым словом является название элемента, который образует основание, а вторым — слово «гидроксид». Например, соединение с формулой NaOH называют «натрий гидроксид», а соединение $Mg(OH)_2$ — «магний гидроксид». В названиях оснований склоняется только второе слово: натрий гидроксида, магний гидроксидом.

Если металлический элемент образует катионы с различными зарядами, то в названии основания указывают значение заряда катиона

после названия элемента римской цифрой (в скобках без отступа и знака «+»):

$Cr(OH)_2$ — хром(II) гидроксид.

▶ Дайте названия основаниям, имеющим формулы KOH и $Fe(OH)_2$.

Щелочи, получившие широкое применение, кроме химических названий, имеют еще и традиционные (тривиальные):

NaOH — едкий натр;
$Ca(OH)_2$ — гашеная известь.

Название первого соединения связано с тем, что натрий гидроксид и его растворы разрушают (разъедают) многие материалы, вызывают «химические» ожоги на коже. Второе соединение называют по способу его получения — «гашение» извести (реакция между кальций оксидом (негашеной известью) и водой).

Оснований, в отличие от оксидов, в природе нет.

ВЫВОДЫ

Основания — соединения металлических элементов с общей формулой $M(OH)_n$.

Все основания являются ионными веществами. Они состоят из катионов металлических элементов M^{n+} и гидроксид-анионов OH^-.

Растворимые в воде основания называют щелочами.

Химическое название основания состоит из названия металлического элемента и слова «гидроксид».

?

179. Какие соединения называют основаниями? Запишите общую формулу оснований, в состав которых входят двухзарядные катионы. Что такое щелочи?
180. Составьте формулы цезий гидроксида, титан(III) гидроксида.

181. Напишите формулы оснований, отвечающих оксидам с такими формулами: K_2O, VO, La_2O_3.
182. Какое количество вещества каждого иона содержится в 1 моль оснований NaOH, $Fe(OH)_2$? (Устно.)
183. Вычислите массу 0,2 моль литий гидроксида. (Устно.)
184. Сколько катионов и анионов содержится:
а) в 0,1 моль натрий гидроксида;
б) в 1/2 моль манган(II) гидроксида?
Назовите массу каждого иона в указанных порциях веществ. (Устно.)
185. В порции какого соединения — барий гидроксида количеством вещества 3 моль или калий гидроксида количеством вещества 4 моль — содержится больше ионов? Ответ аргументируйте.

ДЛЯ ЛЮБОЗНАТЕЛЬНЫХ

Необычное основание

Газ аммиак NH_3 очень хорошо растворяется в воде. Этот раствор (его бытовое название — нашатырный спирт) содержит небольшие количества ионов аммония NH_4^+ и гидроксид-ионов OH^- и по химическим свойствам напоминает разбавленный раствор щелочи. Химическое превращение, происходящее при растворении аммиака в воде, описывают схемой

$$NH_3 + H_2O \rightarrow NH_4^+ + OH^-,$$

а для соответствующего основания используют формулу NH_4OH. Выделить это соединение из раствора не удается; оно разлагается на аммиак и воду (водяной пар).

25 Кислоты

Материал параграфа поможет вам:

- классифицировать кислоты по определенным признакам;
- закрепить навыки по составлению формул оксигенсодержащих кислот;

- давать названия кислотам;
- узнать о распространенности кислот в природе.

Состав и формулы кислот. На предыдущих уроках химии кислотами мы называли соединения, которые образуются в результате реакций оксидов неметаллических элементов с водой. Примеры химических формул таких соединений: HNO_3, H_2SO_4, H_3PO_4. Оксиды, от которых происходят кислоты, называют *кислотными*.

К кислотам также относят водные растворы соединений неметаллических элементов VI и VII групп периодической системы с Гидрогеном — HF, HCl, H_2S и др.

Кислоты
H_nE
H_mEO_n

Кислоты, являющиеся производными оксидов, объединяют в группу *оксигенсодержащих* кислот (рис. 46). Их общая формула — $\mathbf{H_m\mathit{E}O_n}$. Кислоты, образованные соединениями неметаллических элементов с Гидрогеном, называют *безоксигеновыми*; они имеют общую формулу $\mathbf{H_n\mathit{E}}$.

Все кислоты — молекулярные вещества. В молекуле кислоты есть один или несколько атомов Гидрогена.

Кислоты — соединения, имеющие в молекулах атомы Гидрогена, которые могут в химических реакциях замещаться атомами (ионами) металлических элементов.

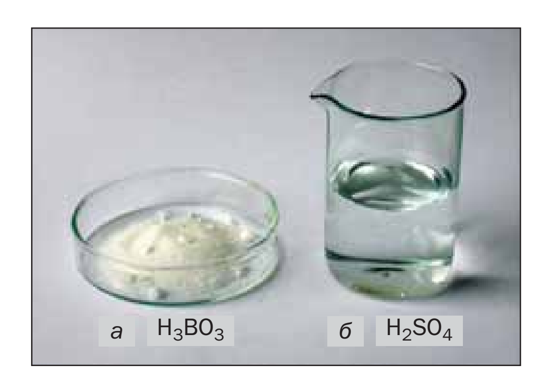


Рис. 46. Кислоты: *а* — ортоборатная (борная); *б* — сульфатная (серная)

Примеры соответствующих реакций:

$$Zn + H_2SO_4 = ZnSO_4 + H_2\uparrow;$$

$$NaOH + HNO_3 = NaNO_3 + H_2O.$$

Учитывая количество способных к замещению атомов Гидрогена, все кислоты делят на одноосно́вные (например, HCl, HNO_3), двухосно́вные (H_2S, H_2SO_4), трехосно́вные (H_3PO_4)[1].

Часть молекулы кислоты, соединенную с атомом (атомами) Гидрогена, называют *кислотным остатком*.

По количеству атомов Гидрогена в молекуле кислоты определяют валентность кислотного остатка. Если в молекуле кислоты имеется один атом Гидрогена, кислотный остаток одновалентный, если два атома — остаток двухвалентный и т. д.:

$$H\overset{\mathrm{I}}{\overline{Cl}},\quad H_2\overset{\mathrm{II}}{\overline{SO_4}},\quad H_3\overset{\mathrm{III}}{\overline{PO_4}}.$$

Вы видите, что понятие «валентность» используют не только для атома, но и для группы соединенных атомов.

► Назовите кислотные остатки и значения их валентности в кислотах HNO_3 и H_2S.

Элемент, который образует кислоту, называют *кислотообразующим*. Покажем, как определить значение его степени окисления в кислоте H_2SO_4. Запишем над символами Гидрогена и Оксигена значения степеней окисления этих элементов:

$$\overset{+1}{H_2}S\overset{-2}{O_4}.$$

Сумма степеней окисления четырех атомов Оксигена составляет $(-2)\cdot 4 = -8$, а двух атомов Гидрогена — $(+1)\cdot 2 = +2$. Поскольку молекула

[1] Существуют кислоты, в молекулах которых замещение всех атомов Гидрогена невозможно.

электронейтральна, то степень окисления атома Сульфура должна быть равной +6:

$$\overset{+1}{H_2}\overset{+6}{S}\overset{-2}{O_4}.$$

Зная степень окисления кислотообразующего элемента в кислоте, можно легко определить оксид, от которого она происходит. Например, кислоте H_2SO_4 отвечает оксид SO_3 (в нем степень окисления Сульфура также равна +6).

▶ Определите степень окисления Фосфора в кислоте H_3PO_4 и назовите формулу соответствующего кислотного оксида.

Для кислот используют не только химические формулы, но и графические. Составим графическую формулу молекулы кислоты H_2SO_4.

Сульфур в кислоте H_2SO_4 шестивалентный. Записываем вокруг кислотообразующего атома 6 черточек:

```
 \ /
— S —
 / \
```

Все эти черточки (единицы валентности) должны также «принадлежать» четырем двухвалентным атомам Оксигена. Размещаем все атомы Оксигена вокруг атома Сульфура. Двум атомам Оксигена «выделяем» по две черточки, а для двух других останется по одной:

```
    O
    ‖
O – S – O
    ‖
    O
```

У левого и правого атомов Оксигена не хватает по одной черточке (Оксиген — двухвалентный элемент). Проводим их и дописываем слева и справа по атому Гидрогена:

```
        O
        ‖
H – O – S – O – H
        ‖
        O
```

Графическую формулу этой молекулы можно составить другим способом. Записываем хими-

ческую формулу соединения, выделив в ней группы атомов OH (гидроксильные группы):

$$H_2SO_4 \Rightarrow SO_2(OH)_2.$$

Гидроксильная группа является одновалентной: –O–H. Соединяем черточкой каждую группу OH с атомом Сульфура:

H–O–S–O–H

Оставшиеся два атома Оксигена размещаем вокруг атома Сульфура и каждый соединяем с этим атомом двумя черточками:

```
       O
       ‖
H–O–S–O–H
       ‖
       O
```

▶ Составьте графическую формулу молекулы кислоты H_3PO_4.

Названия кислот. Кислоты имеют химические и тривиальные названия (табл. 7).

Таблица 7

Важнейшие кислоты

Формула	**Название***	
	химическое	**тривиальное**
HF	Фторидная	Фтороводородная, плавиковая
HCl	Хлоридная	Хлороводородная, соляная[1]
H_2S	Сульфидная	Сероводородная
HNO_2	Нитритная	Азотистая
HNO_3	Нитратная	Азотная
H_2CO_3	Карбонатная	Угольная
H_2SiO_3	Метасиликатная	Кремниевая
H_2SO_3	Сульфитная	Сернистая
H_2SO_4	Сульфатная	Серная
H_3PO_4	Ортофосфатная	Фосфорная

* Приведены первые слова названий.

[1] Кислота названа соляной, потому что раньше ее получали из соли NaCl.

Название кислоты состоит из двух слов. Второе слово во всех названиях — «кислота». Первое слово химического названия кислоты происходит от названия кислотообразующего элемента (хлоридная кислота — соединение Хлора). Это слово для безоксигеновой кислоты имеет суффикс «ид»: H_2S — сульфидная кислота. В химических названиях оксигенсодержащих кислот суффиксы другие. Если кислотообразующий элемент проявляет в соединении свою наивысшую степень окисления, используют суффикс «ат» ($H_2\overset{+6}{S}O_4$ — сульфатная кислота), а если более низкую — суффикс «ит» ($H_2\overset{+4}{S}O_3$ — сульфитная кислота). Химические названия кислот H_2SiO_3 и H_3PO_4 содержат приставки «мета», «орто» (табл. 7).

Тривиальные названия большинства кислот происходят от названий простых веществ или соединений элементов с Гидрогеном.

Распространенность кислот в природе. На нашей планете встречается немало кислот. Карбонатная кислота образуется в результате растворения в природной воде углекислого газа CO_2. Во время извержения вулканов в атмосферу поступают сероводород H_2S и сернистый газ SO_2. Первое соединение, растворяясь в воде, образует сульфидную кислоту, а второе, реагируя с водой, — сульфитную.

Растительный и животный мир богат на кислоты, относящиеся к органическим соединениям. Лимонная, яблочная, щавелевая кислоты содержатся в некоторых фруктах, ягодах, овощах (рис. 47). Муравьиная кислота есть в выделениях



Рис. 47. Природные источники органических кислот

муравьев (поэтому их укусы довольно ощутимы), пчелином яде, крапиве, хвое. Когда скисают молоко и вино, образуются, соответственно, молочная и уксусная кислоты. Молочная кислота также содержится в квашеной капусте, силосе для скота; она накапливается в мышцах во время их работы. В желудочном соке есть неорганическая кислота — хлоридная.

ВЫВОДЫ

Кислота — соединение, молекула которого содержит один или несколько атомов Гидрогена, которые могут замещаться при химических реакциях на атомы (ионы) металлического элемента.

Различают безоксигеновые кислоты (общая формула H_nE) и оксигенсодержащие (H_mEO_n). По количеству атомов Гидрогена в молекуле кислоты делят на одноосно́вные, двухосно́вные, трехосно́вные.

Часть молекулы кислоты, соединенную с атомом (атомами) Гидрогена, называют кислотным остатком.

Для оксигенсодержащей кислоты существует соответствующий (кислотный) оксид. В обоих соединениях степень окисления кислотообразующего элемента одна и та же.

Кислоты имеют химические и тривиальные названия.

Кислоты распространены в природе.



186. Приведите определение кислоты. Что такое кислотный остаток? Укажите кислотные остатки в формулах кислот H_2Te, HNO_2 и H_3AsO_4.
187. По каким признакам классифицируют кислоты? Запишите формулы кислот $HClO_3$, HBr, H_2TeO_3, HF, HNO_2, H_2Se, H_3AsO_4 в соответствующие столбцы таблицы:

Кислоты				
оксиген-содержащие	без-оксигеновые	одно-осно́вные	двух-осно́вные	трех-осно́вные

188. Определите степени окисления кислотообразующих элементов в кислотах HClO, HPO_3 и H_2TeO_4. Запишите формулы оксидов, которые отвечают этим кислотам.
189. Составьте химическую формулу оксигенсодержащей кислоты Иода, в которой этот элемент имеет степень окисления +5.
190. Найдите соответствие.

Формула кислоты	*Название кислоты*
1) H_2SeO_3;	а) селенидная;
2) H_2Se;	б) селенатная;
3) H_2SeO_4;	в) селенитная.

191. Составьте графические формулы молекул кислот HI, HClO, H_2TeO_3.
192. Какие количества вещества элементов содержатся в 0,5 моль таких кислот: а) нитратной; б) сульфатной? (Устно.)
193. Взято 6,2 г борной кислоты H_3BO_3. Рассчитайте количество вещества кислоты. (Устно.)
194. Вычислите массовые доли элементов во фторидной кислоте. (Устно.)
195. Существует две оксигенсодержащие кислоты с одинаковыми значениями молярных масс — 98 г/моль. Назовите эти кислоты и напишите их химические формулы.

26 Соли

Материал параграфа поможет вам:

- выяснить, что такое соли;
- составлять формулы и химические названия солей;
- узнать о распространенности солей в природе.

Состав и формулы солей. К классу солей относится соединение, которое мы используем

каждый день. Это — поваренная соль NaCl. Вам известно, что она состоит из ионов Na^+ и Cl^-. На доске вы пишете мелом $CaCO_3$. Его также относят к солям. В состав мела входят ионы Ca^{2+} и CO_3^{2-}.

Соли — соединения, состоящие из катионов металлических элементов и анионов кислотных остатков.

Ион кислотного остатка имеет отрицательный заряд, значение которого совпадает со значением валентности остатка:

$$\overset{\mathrm{I}}{HCl} \Rightarrow Cl^-;$$
$$H_2\overset{\mathrm{II}}{SO_4} \Rightarrow SO_4^{2-}.$$

Соли
$\boldsymbol{M_mA_n}$
$\boldsymbol{M_m(EO_n)_p}$

Соли, как и кислоты, имеют две общие формулы — $\boldsymbol{M_mA_n}$ и $\boldsymbol{M_m(EO_n)_p}$. Первой формуле отвечают соли, содержащие ионы кислотных остатков безоксигеновых кислот, а второй — соли, анионы которых происходят от оксигенсодержащих кислот. Примеры формул солей: LiF, CaS, $NaNO_3$, $Al_2(SO_4)_3$.

Для того чтобы составить формулу соли, необходимо знать заряды катиона и аниона, а также учесть, что соединение является электронейтральным. Для выяснения значений зарядов ионов можно использовать таблицу растворимости неорганических соединений (форзац II).

▶ Составьте формулу соли, содержащей ионы Fe^{3+} и NO_3^-.

Графические формулы для солей, как и для других ионных соединений, не используют.

Названия солей. Каждая соль имеет химическое название, а некоторые соли — еще и тривиальные названия (табл. 8).

Химическое название соли состоит из двух слов. Первое слово является названием металлического элемента, а второе происходит от химического названия соответствующей кислоты. Если металлический элемент образует катионы

с различными зарядами, то значение заряда катиона соли указывают после названия элемента римской цифрой в скобках (табл. 8, рис. 48). Склоняется только второе слово химического названия соли.

Таблица 8

Формулы и названия солей

Формула		Химическое название кислоты	Название соли	
соли	**соответствующей кислоты**		**химическое**	**тривиальное**
KNO_3	HNO_3	Нитратная	Калий нитрат	Калийная селитра
K_2CO_3	H_2CO_3	Карбонатная	Калий карбонат	По́таш
CaF_2	HF	Фторидная	Кальций фторид	Флюорит (минерал)
$FeCl_2$	HCl	Хлоридная	Феррум(II) хлорид	—
$Fe_2(SO_4)_3$	H_2SO_4	Сульфатная	Феррум(III) сульфат	—

▶ Дайте химические названия солям, имеющим такие формулы: KF, $PbCO_3$, $Ba_3(PO_4)_2$, $CrCl_3$.

Существуют соли, которые происходят от аммонийного основания NH_4OH (с. 138). В их состав входят катионы аммония NH_4^+.

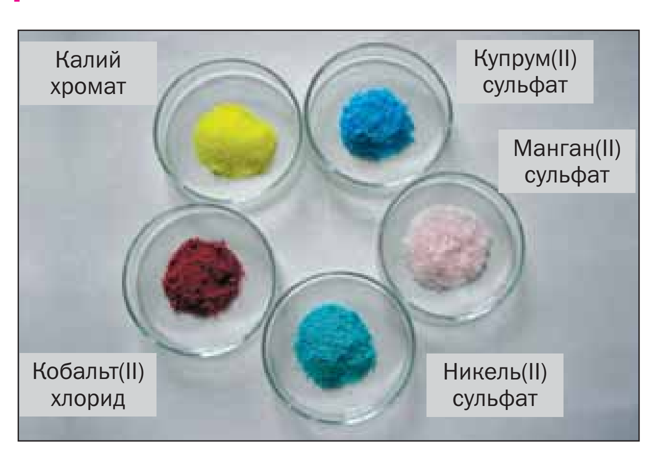


Рис. 48. Некоторые соли







Рис. 49. Кристаллы некоторых минералов

Примеры формул названий солей аммония:

NH_4Cl — аммоний хлорид;
$(NH_4)_2SO_4$ — аммоний сульфат;
NH_4NO_3 — аммоний нитрат.

Два последних соединения используют в качестве азотных удобрений.

Распространенность солей в природе. В состав земной коры входит много солей (рис. 49). Большинство из них — силикаты. Среди таких солей встречаются и драгоценные камни: голубой топаз (алюминий силикат), золотистый циркон (цирконий силикат), бесцветный фенакит (бериллий силикат) и некоторые другие.

Существует много залежей натрий хлорида NaCl (каменная соль), калий хлорида KCl, кальций карбоната $CaCO_3$ (мел, известняк, мрамор). Последнее соединение является основой ракушек, кораллов, яичной скорлупы (рис. 50). Сульфиды ZnS, Cu_2S, PbS и другие — руды; из них получают металлы.

Различные соли находятся в растворенном состоянии в гидросфере. В морской воде пре-



Рис. 50. Кальций карбонат в живой природе

обладают хлориды Натрия и Магния, а в пресной — соли Кальция и Магния (преимущественно карбонатной и сульфатной кислот).

ВЫВОДЫ

Соль — ионное соединение, в состав которого входят катионы металлического элемента и анионы кислотного остатка. Состав солей отвечает общим формулам M_mA_n и $M_m(EO_n)_p$.

Каждая соль имеет химическое название, а некоторые соли — еще и тривиальные названия.

Соли очень распространены в природе.



196. Какие соединения называют солями? Чем соли сходны по составу с основаниями и чем отличаются от них?
197. Составьте формулы солей, состоящих из таких ионов: Li^+, Mg^{2+}, NO_3^-, CO_3^{2-}.
198. Запишите в соответствующие клетки помещенной ниже таблицы формулы ионов, которые входят в состав солей $Al(NO_3)_3$, $BaBr_2$, K_3PO_4, Na_2S:

Катионы		Анионы	
однозарядные	многозарядные	однозарядные	многозарядные

199. Дайте названия солям, имеющим такие формулы: NaBr, Al_2S_3, Li_2SO_4, $CaSO_3$.
200. Составьте формулы цезий иодида, алюминий фторида, хром(III) сульфата, литий ортофосфата.
201. Одинаковые или разные количества вещества анионов содержатся в 20 г $CaCO_3$ и 20 г $CaBr_2$? (Устно.)
202. С помощью химического анализа установлено, что в порции натрий сульфата содержится 0,5 моль ионов SO_4^{2-}. Определите количество вещества и массу ионов Натрия в этой порции соединения. (Устно.)

203. Где содержится наибольшее суммарное количество ионов: в 1 моль алюминий сульфата, 2 моль феррум(III) нитрата, 3 моль барий хлорида или 4 моль литий фторида?

204. Для опытов взяли одинаковые массы феррум(III) ортофосфата, натрий хлорида и кальций карбоната. Сопоставьте суммарные количества ионов в этих порциях солей и выберите правильный ответ:
   а) больше всего ионов в порции феррум(III) ортофосфата;
   б) больше всего ионов в порции натрий хлорида;
   в) больше всего ионов в порции кальций карбоната;
   г) во взятых порциях солей одинаковое количество ионов.

27 Строение, свойства и применение оксидов

Материал параграфа поможет вам:

- выяснить, как зависят физические свойства оксидов от их строения;
- усвоить химические свойства осно́вных и кислотных оксидов;
- понять, что такое реакция обмена;
- узнать о сферах применения оксидов.

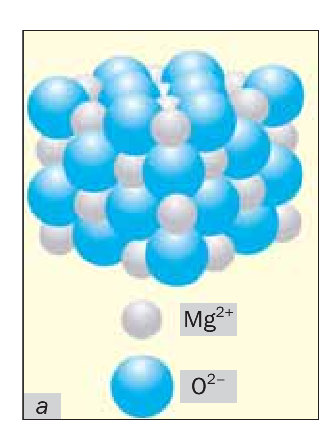
Строение и физические свойства оксидов. Физические свойства оксидов, как и других веществ, зависят от того, из каких частиц они состоят — атомов, молекул или ионов.

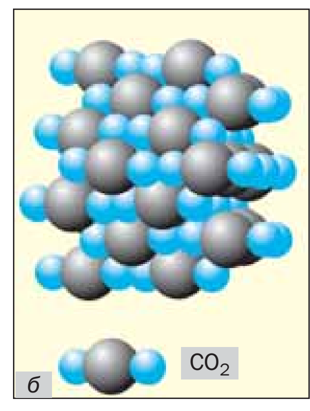
Осно́вные оксиды имеют ионное строение (рис. 51, *а*). Противоположно заряженные ионы сильно притягиваются друг к другу. Поэтому эти оксиды в обычных условиях являются твердыми веществами, плавятся при высоких температурах (табл. 9). Большинство ионных оксидов не растворяется в воде, а другие, растворяясь, реагируют с ней.

Это интересно
В обычных условиях оксиды H_2O, Cl_2O_7, Mn_2O_7 — жидкости.

Почти все кислотные оксиды состоят из молекул (рис. 51, *б*). Притяжение между молекулами очень слабое. Поэтому температуры плавления (табл. 9) и кипения таких соединений

Рис. 51. Модели строения: *а* — магний оксида; *б* — карбон(IV) оксида в твердом состоянии





низкие, а их агрегатные состояния в обычных условиях различны. Немало кислотных оксидов летучи, растворимы в воде (при их растворении происходят химические реакции), некоторые имеют запах.

Силиций(IV) оксид SiO_2 и несколько других оксидов имеют атомное строение. Это твердые вещества с высокими температурами плавления (табл. 9) и кипения. Они не растворяются в воде.

Таблица 9

Строение и температуры плавления некоторых оксидов

Химическая формула	Строение оксида	Температура плавления, °С
CaO Li_2O	Ионное	2630 1453
H_2O SO_2	Молекулярное	0 –75
SiO_2	Атомное	1610

Химические свойства оксидов. Способность оксида взаимодействовать с другими веществами зависит от его типа. Рассмотрим реакции, в которые вступают осно́вные и кислотные оксиды. Вы уже знаете, что осно́вными называют оксиды, которые соответствуют основаниям, а кислотными — те, что соответствуют кислотам.

Реакции с участием осно́вных оксидов

Реакция с водой. Вам известно, что среди осно́вных оксидов лишь соединения щелочных и щелочноземельных элементов взаимодействуют с водой; при этом образуются основания. Такая реакция происходит, например, когда смешивают негашеную известь CaO и воду:

$$CaO + H_2O = Ca(OH)_2.$$

Вывести формулу продукта реакции (основания) можно, исходя из зарядов катиона металлического элемента и гидроксид-аниона.

▶ Составьте уравнение реакции литий оксида с водой.

Реакции с кислотными оксидами. Осно́вные оксиды реагируют с соединениями противоположного химического характера, т. е. такими, которые имеют кислотные свойства. Среди них — кислотные оксиды.

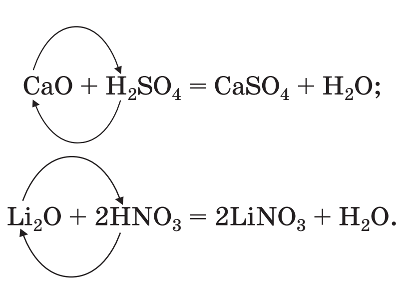
Продуктом реакции между осно́вным и кислотным оксидами является соль. Она состоит из катионов металлического элемента, содержащихся в осно́вном оксиде, и анионов остатка кислоты, отвечающей кислотному оксиду.

Примеры уравнений реакций между осно́вными и кислотными оксидами:

CaO (содержит катионы Ca^{2+})	+	SO_3 (соответствует кислоте H_2SO_4)	=	$CaSO_4$; (содержит ионы Ca^{2+} и SO_4^{2-})
Li_2O (содержит катионы Li^+)	+	N_2O_5 (соответствует кислоте HNO_3)	=	$2LiNO_3$. (содержит ионы Li^+ и NO_3^-)

▶ Составьте уравнение реакции кальций оксида с нитроген(V) оксидом.

Реакции с кислотами. Осно́вные оксиды взаимодействуют не только с кислотными оксидами, но и с кислотами. Продукты такой реакции — соль и вода:



Реакции, в которых соединения обмениваются своими составными частями, называют *реакциями обмена*.

Реакции с участием кислотных оксидов

Реакция с водой. Почти все кислотные оксиды реагируют с водой (исключение — оксид SiO_2). При этом образуются оксигенсодержащие кислоты:

$$SO_3 + H_2O = H_2SO_4.$$

Формулы кислот — продуктов реакций кислотных оксидов с водой — выводят, складывая вместе все атомы, имеющиеся в формулах реагентов.

▶ Составьте уравнение реакции нитроген(V) оксида с водой.

Взаимодействие фосфор(V) оксида с водой имеет определенные особенности. Сначала происходит реакция:

$$P_2O_5 + H_2O = 2\underset{\text{метафосфатная кислота}}{HPO_3}.$$

Ее продукт также реагирует с водой, превращаясь в другую кислоту:

$$HPO_3 + H_2O = \underset{\text{ортофосфатная кислота}}{H_3PO_4}.$$

Если воды достаточно для протекания обеих реакций, т. е. она взята в избытке, можно записать «суммарное» химическое уравнение:

$$P_2O_5 + 3H_2O = 2H_3PO_4.$$

Реакции с осно́вными оксидами. Кислотные оксиды взаимодействуют с соединениями противоположного химического характера — осно́вными оксидами и основаниями.

О реакциях между кислотными и осно́вными оксидами речь шла выше. Приводим уравнение еще одной такой реакции с участием оксида P_2O_5:

$$P_2O_5 + 3CaO = \underset{\text{кальций ортофосфат}}{Ca_3(PO_4)_2}.$$

Реакции с основаниями. Кислотные оксиды взаимодействуют с основаниями с образованием солей и воды:

$$CO_2 + 2NaOH = \underset{\text{натрий карбонат}}{Na_2CO_3} + H_2O;$$

$$N_2O_5 + Ba(OH)_2 = \underset{\text{барий нитрат}}{Ba(NO_3)_2} + H_2O.$$

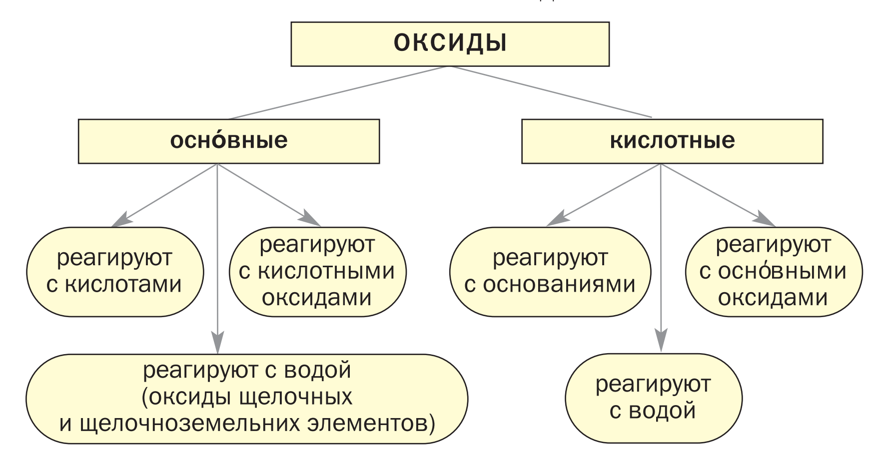
Соль происходит от кислоты, которая соответствует данному кислотному оксиду.

▶ Составьте уравнение реакции между сульфур(IV) оксидом и кальций гидроксидом.

Изложенный материал обобщает схема 6.

Схема 6

Важнейшие химические свойства осно́вных и кислотных оксидов



Немало оксидов металлических элементов проявляют и осно́вные, и кислотные свойства. Реакции с участием этих соединений рассмотрены в § 31.

Применение оксидов. На практике используют десятки оксидов. Каждый из вас знает, что оксид, который применяют чаще всего, — вода. Из железных руд (они содержат оксиды Феррума) получают железо. Кварц SiO_2 является сырьем для производства кварцевого стекла, которое, в отличие от обычного, пропускает ультрафиолетовые лучи (под кварцевой лампой можно загорать, как под солнцем). Песок, состоящий преимущественно из оксида SiO_2, используют в производстве стекла, керамики, а также, как и негашеную известь CaO, в строительстве. Немало оксидов служат реагентами на химических заводах. Кристаллы корунда Al_2O_3 имеют высокую твердость. Порошок этого соединения применяют в качестве абразивного материала для обработки металлических, керамических и других поверхностей. Некоторые оксиды являются основой красок: Fe_2O_3 — коричневой, Cr_2O_3 — зеленой, TiO_2 или ZnO — белой. Окрашенные примесями природные и искусственные кристаллы оксидов Алюминия, Силиция (рис. 52) используют для производства ювелирных украшений.



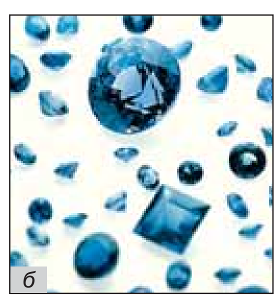




Рис. 52.
Драгоценные камни:
а — рубин (Al_2O_3 с примесью Cr_2O_3);
б — сапфир (Al_2O_3 с примесью оксидов Феррума и Титана);
в — аметист (SiO_2 с примесью оксидов Феррума)

ВЫВОДЫ

Осно́вные оксиды имеют ионное строение, являются твердыми веществами. Большинство из них не растворяется в воде.

Кислотные оксиды состоят из молекул, в обычных условиях находятся в разных агрегатных состояниях, имеют невысокие температуры плавления и кипения. Почти все эти соединения растворяются в воде, некоторые имеют запах.

Среди осно́вных оксидов с водой реагируют лишь соединения щелочных и щелочноземельных элементов (продукты реакций — основания). Осно́вные оксиды взаимодействуют с кислотными оксидами и кислотами с образованием солей.

Кислотные оксиды реагируют с водой (продукты реакций — оксигенсодержащие кислоты), взаимодействуют с осно́вными оксидами и основаниями с образованием солей.

Реакции, при которых соединения обмениваются своими составными частями, называют реакциями обмена.

Многие оксиды получили широкое применение в различных сферах.

?

205. Одно из соединений — Cl_2O или Li_2O — в обычных условиях является газом и имеет запах. Укажите это соединение и объясните свой выбор.
206. Среди приведенных оксидов назовите ионные вещества: P_2O_3, Cl_2O_7, K_2O, BaO, SO_3.
207. Распределите по соответствующим клеткам таблицы формулы оксидов Li_2O, Cu_2O, Cl_2O_7, MgO, SiO_2, FeO, SO_2:

Оксиды	
осно́вные	кислотные

208. Назовите все осно́вные оксиды, которые реагируют с водой. Составьте два общих уравнения таких реакций, обозначив оксиды формулами M_2O и MO.

209. Допишите схемы реакций и составьте химические уравнения:

а) $SrO + H_2O \rightarrow$
$MgO + Cl_2O_7 \rightarrow$
$CaO + HNO_3 \rightarrow$

б) $SeO_3 + H_2O \rightarrow$
$SiO_2 + BaO \rightarrow$
$I_2O_5 + NaOH \rightarrow$

210. Определите, с какими веществами из правого столбца может реагировать каждое вещество из левого столбца, и напишите соответствующие химические уравнения:

барий оксид	нитратная кислота
фосфор(V) оксид	калий гидроксид
карбон(IV) оксид	кальций оксид
	бромидная кислота

211. Составьте уравнения реакций, при которых образуется магний ортофосфат, если реагентами являются:

а) два оксида;
б) оксид и кислота;
в) оксид и основание.

212. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить такие последовательные превращения:

а) $Li \rightarrow Li_2O \rightarrow LiOH$;
б) $Mg \rightarrow MgO \rightarrow Mg(NO_3)_2$;
в) $S \rightarrow SO_2 \rightarrow Na_2SO_3$;
г) $C \rightarrow CO_2 \rightarrow BaCO_3$.

213. Используя материалы из интернета, подготовьте краткое сообщение о применении углекислого газа.

28 Расчеты по химическим уравнениям

Материал параграфа поможет вам:

- вычислять количества вещества, массы, а также объемы реагентов и продуктов реакций по химическим уравнениям;
- составлять пропорции и применять их для решения задач.

Во времена средневековья алхимики не знали, что с помощью вычислений можно заранее определить массу вещества, которая вступит в реакцию или образуется в результате реакции. Они брали для экспериментов произвольные порции веществ и по их остаткам выясняли, какая масса каждого вещества прореагировала.

Сегодня расчеты не только масс, но и количеств вещества реагентов и продуктов реакций, объемов газов осуществляют по химическим уравнениям. При этом используют значения относительных атомных, молекулярных, формульных масс или молярных масс. Благодаря таким расчетам химик или инженер-технолог может целенаправленно осуществлять химические превращения, получать необходимую массу продукта реакции без перерасхода исходных веществ.

В этом параграфе рассмотрены решения нескольких задач с использованием химических уравнений. Напомним, что коэффициенты в уравнениях указывают на соотношение количеств вещества реагентов и продуктов реакций:

$$\underset{1\text{ моль}}{C} + \underset{1\text{ моль}}{O_2} = \underset{1\text{ моль}}{CO_2};$$

$$n(C) : n(O_2) : n(CO_2) = 1 : 1 : 1;$$

$$\underset{2\text{ моль}}{2Al} + \underset{3\text{ моль}}{3H_2SO_4} = \underset{1\text{ моль}}{Al_2(SO_4)_3} + \underset{3\text{ моль}}{3H_2\uparrow};$$

$$n(Al) : n(H_2SO_4) : n(Al_2(SO_4)_3) : n(H_2) = 2 : 3 : 1 : 3.$$

ЗАДАЧА 1. **Какое количество вещества литий гидроксида образуется в результате реакции 4 моль литий оксида с достаточным количеством воды?**

Дано:	***Решение***
$n(Li_2O) = 4$ моль	1. Составляем химическое уравнение:
$n(LiOH)$ — ?	$$Li_2O + H_2O = 2LiOH.$$

2. Готовим запись для составления пропорции. Под формулами соединений Li_2O и $LiOH$ записываем их количества вещества согласно коэффициентам в химическом уравнении (1 моль, 2 моль соответственно), а над формулами — приведенное в условии задачи количество вещества оксида (4 моль) и неизвестное количество вещества гидроксида (x моль):

$$\overset{4\text{ моль}}{\underset{1\text{ моль}}{Li_2O}} + H_2O = \overset{x\text{ моль}}{\underset{2\text{ моль}}{2LiOH}}.$$

3. Рассчитываем количество вещества литий гидроксида.

Составляем пропорцию и решаем ее:

по уравнению реакции

из 1 моль Li_2O образуется 2 моль LiOH,

по условию задачи

из 4 моль Li_2O — x моль LiOH;

$$\frac{1}{4} = \frac{2}{x}; \quad x = n(\text{LiOH}) = \frac{4 \cdot 2}{1} = 8 \text{ (моль)}.$$

Ответ: **n(LiOH) = 8 моль.**

ЗАДАЧА 2. **Какая масса углекислого газа прореагирует с 28 г кальций оксида?**

Дано:

m(CaO) = 28 г

$m(CO_2)$ — ?

Решение

1-й способ

1. Составляем химическое уравнение:

$$CaO + CO_2 = CaCO_3.$$

Согласно уравнению, в реакцию вступают одинаковые количества вещества оксидов, например, 1 моль CaO и 1 моль CO_2.

2. Вычисляем молярные массы веществ, указанных в условии задачи:

$$M(\text{CaO}) = 56 \text{ г/моль};$$
$$M(CO_2) = 44 \text{ г/моль}.$$

Масса 1 моль CaO составляет 56 г, а масса 1 моль CO_2 — 44 г.

3. Готовим запись для составления пропорции. Записываем под формулами реагентов в химическом уравнении массы 1 моль каждого соединения, а над формулами — известную из условия задачи массу кальций оксида и неизвестную массу углекислого газа:

$$\overset{28\text{ г}}{\underset{56\text{ г}}{CaO}} + \overset{x\text{ г}}{\underset{44\text{ г}}{CO_2}} = CaCO_3.$$

4. Вычисляем массу углекислого газа. Составляем пропорцию и решаем ее:

по уравнению реакции

56 г CaO реагируют с 44 г CO_2,

по условию задачи

$$28 \text{ г } CaO \quad — \quad c\ x \text{ г } CO_2;$$

$$\frac{56}{28} = \frac{44}{x}; \quad x = m(CO_2) = \frac{28 \cdot 44}{56} = 22 \text{ (г)}.$$

2-й способ

1. Составляем химическое уравнение:

$$CaO + CO_2 = CaCO_3.$$

2. Рассчитываем количество вещества кальций оксида:

$$n(CaO) = \frac{m(CaO)}{M(CaO)} = \frac{28 \text{ г}}{56 \text{ г/моль}} = 0{,}5 \text{ моль}.$$

3. Записываем под формулами реагентов в химическом уравнении их количества вещества согласно коэффициентам, а над формулами — вычисленное количество вещества кальций оксида и неизвестное количество вещества углекислого газа:

$$\underset{1 \text{ моль}}{\overset{0{,}5 \text{ моль}}{CaO}} + \underset{1 \text{ моль}}{\overset{x \text{ моль}}{CO_2}} = CaCO_3.$$

4. Вычисляем с помощью пропорции количество вещества углекислого газа:

$$x = n(CO_2) = \frac{0{,}5 \cdot 1}{1} = 0{,}5 \text{ (моль)}.$$

5. Находим массу углекислого газа:

$$m(CO_2) = n(CO_2) \cdot M(CO_2) =$$
$$= 0{,}5 \text{ моль} \cdot 44 \text{ г/моль} = 22 \text{ г}.$$

***Ответ:* $m(CO_2)$ = 22 г.**

***ЗАДАЧА 3.* Какой объем сернистого газа (н. у.) прореагирует с натрий гидроксидом в случае образования натрий сульфита количеством вещества 0,2 моль?**

Дано:

$n(Na_2SO_3)$ = 0,2 моль

н. у.

$V(SO_2)$ — ?

Решение

1. Записываем химическое уравнение и готовим запись для составления пропорции:

$$\underset{1 \text{ моль}}{\overset{x \text{ моль}}{SO_2}} + 2NaOH = \underset{1 \text{ моль}}{\overset{0{,}2 \text{ моль}}{Na_2SO_3}} + H_2O.$$

2. Находим количество вещества сернистого газа. Составляем пропорцию и решаем ее:

из 1 моль SO_2 образуется 1 моль Na_2SO_3,

из x моль SO_2 — 0,2 моль Na_2SO_3;

$$x = n(SO_2) = \frac{1 \cdot 0{,}2}{1} = 0{,}2 \text{ (моль)}.$$

3. Вычисляем объем сернистого газа при нормальных условиях:

$$V(SO_2) = n(SO_2) \cdot V_м =$$
$$= 0{,}2 \text{ моль} \cdot 22{,}4 \text{ л/моль} = 4{,}48 \text{ л}.$$

Ответ: **$V(SO_2)$ = 4,48 л.**

В некоторых задачах речь идет о двух одновременно протекающих реакциях. Чаще всего такие задачи решают, составляя математическое уравнение с одним неизвестным.

ЗАДАЧА 4. **После добавления достаточного количества воды к 11,6 г смеси оксидов Лития и Кальция образовалось 17,0 г смеси гидроксидов. Найти массы оксидов в смеси.**

Дано:

$m(Li_2O, CaO)$ = 11,6 г

$m(LiOH, Ca(OH)_2)$ = 17,0 г

$m(Li_2O)$ — ?

$m(CaO)$ — ?

Решение

1. Принимаем массу литий оксида за x г. Тогда:

$$m(CaO) = m(Li_2O, CaO) - m(Li_2O) =$$
$$= 11{,}6 - x \text{ (г)}.$$

2. Вычисляем молярные массы оксидов и гидроксидов Лития и Кальция:

$M(Li_2O)$ = 30 г/моль; $M(LiOH)$ = 24 г/моль;

$M(CaO)$ = 56 г/моль; $M(Ca(OH)_2)$ = 74 г/моль.

3. Составляем уравнения реакций с записями масс реагентов и продуктов, обозначив неизвестные массы соединений LiOH и $Ca(OH)_2$ через m_1 и m_2 соответственно:

$$\underset{30\text{ г}}{\overset{x\text{ г}}{Li_2O}} + H_2O = \underset{2 \cdot 24\text{ г}}{\overset{m_1\text{ г}}{2LiOH}};$$

$$\underset{56\text{ г}}{\overset{(11{,}6 - x)\text{ г}}{CaO}} + H_2O = \underset{74\text{ г}}{\overset{m_2\text{ г}}{Ca(OH)_2}}.$$

4. Записываем две пропорции и выводим математические выражения для масс гидроксидов:

$$\frac{x}{30} = \frac{m_1}{2 \cdot 24};$$

$$m_1 = m(LiOH) = \frac{2 \cdot 24x}{30} = 1{,}6\,x;$$

$$\frac{11{,}6 - x}{56} = \frac{m_2}{74};$$

$$m_2 = m(Ca(OH)_2) = \frac{(11{,}6 - x) \cdot 74}{56} =$$

$$= 15{,}3 - 1{,}32x.$$

5. Приравниваем сумму найденных масс гидроксидов к 17,0 г, решаем уравнение и находим массы оксидов:

$$m_1 + m_2 = m(LiOH) + m(Ca(OH)_2) = 17{,}0;$$

$$1{,}6x + 15{,}3 - 1{,}32x = 17{,}0;$$

$$x = m(Li_2O) = 6{,}07\ (г);$$

$$m(CaO) = 11{,}6 - 6{,}07 = 5{,}53\ (г).$$

Ответ: **$m(Li_2O)$ = 6,07 г; $m(CaO)$ = 5,53 г.**

ВЫВОДЫ

Для того чтобы вычислять массы, количества вещества реагентов и продуктов реакций, объемы газов, участвующих в реакциях, используют химические уравнения.

Решение задач осуществляют составлением пропорций, а также по формулам, которые отображают связь между соответствующими физическими величинами.



214. Найдите значения *x* в таких записях (устно):

а) $\overset{x\ моль}{SO_3} + Li_2O = \overset{0{,}2\ моль}{Li_2SO_4}$;

б) $\overset{4\ моль}{MgO} + \overset{x\ моль}{2HCl} = MgCl_2 + H_2O$;

в) $\underset{22{,}4\ л}{\overset{x\ л}{CO_2}} + \underset{2\ моль}{\overset{1\ моль}{2KOH}} = K_2CO_3 + H_2O$;

г) $\underset{22{,}4\ л}{\overset{44{,}8\ л}{SO_2}} + \underset{153\ г}{\overset{x\ г}{BaO}} = BaSO_3$.

215. Какое количество вещества фосфор(V) оксида образуется при взаимодействии 0,1 моль фосфора с достаточным количеством кислорода?

216. Реакция происходит по уравнению *А* + 3*Б* = 2*В* + 3*Г*. Какие количества вещества *В* и *Г* образуются, если прореагирует:

а) 0,1 моль *А*; б) 6 моль *Б*? (Устно.)

217. Какая масса магний оксида образовалась после сжигания 12 г магния? (Устно.)
218. Вычислите массу кальций нитрата, который образовался в результате взаимодействия 25,2 г нитратной кислоты с кальций оксидом.
219. Какой объем сернистого газа SO_2 (н. у.) был получен после сжигания 16 г серы? (Устно.)
220. Вычислите объем углекислого газа (н. у.), необходимый для превращения 37 г кальций гидроксида в кальций карбонат.
221. После добавления избытка воды к смеси оксидов Фосфора(V) и Силиция(IV) образовалось 98 г ортофосфатной кислоты и осталось 20 г твердого вещества. Вычислите массу фосфор(V) оксида и его массовую долю в смеси оксидов.
222. В результате реакции 1,52 г смеси сернистого и углекислого газов с барий оксидом образовалось 6,07 г смеси солей. Определите массы газов в смеси.

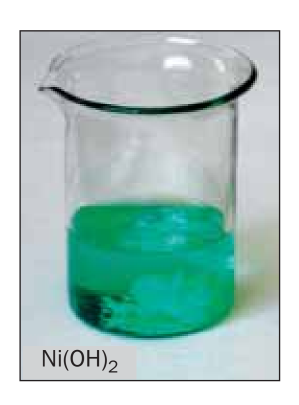


Свойства и применение оснований

Материал параграфа поможет вам:

- выяснить физические свойства оснований;
- усвоить химические свойства оснований;
- прогнозировать возможность реакции щелочи с солью;
- узнать о сферах применения щелочей.

Физические свойства оснований. Вам известно, что каждое основание состоит из положительно заряженных ионов металлического элемента и гидроксид-ионов OH^-. Основания, как и ионные оксиды, в обычных условиях являются твердыми веществами. Они должны иметь довольно высокие температуры плавления. Однако при умеренном нагревании почти все основания разлагаются на соответствующий оксид и воду. Расплавить можно лишь гидроксиды Натрия и Калия (температуры плавления этих соединений равны, соответственно, 322 и 405 °C).



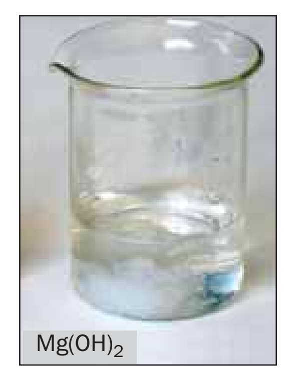


Рис. 53. Осадки оснований, образовавшиеся в результате химических реакций в растворах

Большинство оснований не растворяется в воде (рис. 53). Малорастворимыми являются гидроксиды $Mg(OH)_2$, $Ca(OH)_2$ и $Sr(OH)_2$, а хорошо растворимыми — основания, образованные щелочными элементами (Li, Na, K, Rb, Cs), и соединение $Ba(OH)_2$. Вы знаете, что основания, растворяющиеся в воде, называют щелочами.

Щелочи и их растворы являются мылкими на ощупь, «разъедают» многие материалы, вызывают серьезные ожоги кожи, слизистых оболочек, сильно поражают глаза (рис. 54). Поэтому натрий гидроксид имеет тривиальное название «едкий натр». Работая со щелочами и их растворами, будьте особенно осторожны. Если раствор щелочи попал на руку, немедленно смойте его большим количеством проточной воды и обратитесь за помощью к учителю или лаборанту. Вы получите разбавленный раствор определенного



Рис. 54. Знак опасности на этикетке банки с натрий гидроксидом

вещества (например, уксусной кислоты), которым следует обработать кожу для удаления остатков щелочи. После этого руку тщательно промойте водой.

Химические свойства оснований. Возможность протекания многих реакций с участием оснований зависит от растворимости этих соединений в воде. Щелочи в химических превращениях значительно более активны, чем нерастворимые основания, которые не реагируют, например, с солями, некоторыми кислотами и кислотными оксидами.

Действие на индикаторы. Растворы щелочей изменяют окраску индикаторов (рис. 55).

Нерастворимые основания на индикаторы не действуют.

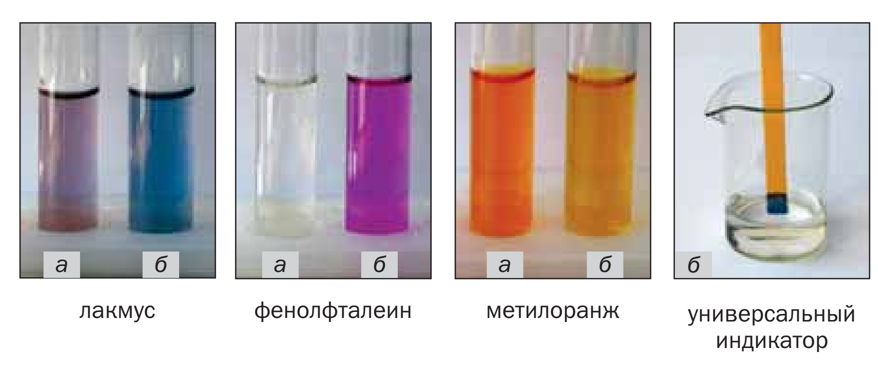


Рис. 55.
Окраска индикаторов в воде (*а*) и растворе щелочи (*б*)

ЛАБОРАТОРНЫЙ ОПЫТ № 2

Действие водных растворов щелочей на индикаторы

В пробирку с гранулой натрий гидроксида налейте воды до половины объема пробирки и, перемешивая стеклянной палочкой, растворите соединение. Дотроньтесь палочкой, смоченной приготовленным раствором, к полоске универсальной индикаторной бумаги. Что вы наблюдаете?

Распределите раствор щелочи по трем пробиркам. В одну пробирку добавьте 1—2 капли раствора лакмуса, в другую — столько же раствора фенолфталеина, а в третью — раствора метилоранжа. Как изменяется окраска каждого индикатора?

Пробирку с раствором щелочи и фенолфталеином сохраните для следующего опыта.

Реакции с кислотными оксидами. Растворимые и нерастворимые основания взаимодействуют с соединениями противоположного характера, т. е. такими, которые обладают кислотными свойствами. Среди этих соединений — кислотные оксиды. Соответствующие реакции были рассмотрены в § 27. Приводим дополнительные примеры:

$$2KOH + SO_3 = K_2SO_4 + H_2O;$$
$$Ca(OH)_2 + CO_2 = CaCO_3 + H_2O.$$

Реакции с кислотами. При взаимодействии основания с кислотой вещества обмениваются своими составными частями:

$$NaOH + HCl = NaCl + HOH \text{ (или } H_2O).$$

Происходит реакция обмена.

Выяснить, осталась ли щелочь после добавления определенной порции кислоты, можно, добавив к жидкости несколько капель раствора фенолфталеина. Если малиновый цвет не появился, то щелочь полностью прореагировала с кислотой.

Пример реакции нерастворимого основания с кислотой:

$$Mn(OH)_2 + 2HNO_3 = Mn(NO_3)_2 + 2H_2O.$$

Реакцию между основанием и кислотой называют *реакцией нейтрализации.*

ЛАБОРАТОРНЫЙ ОПЫТ № 3

Взаимодействие щелочей с кислотами в растворе

В пробирку с раствором натрий гидроксида и фенолфталеином, которая осталась после лабораторного опыта 2, прибавляйте по каплям с помощью пипетки разбавленный раствор сульфатной кислоты, пока не исчезнет окраска. Содержимое пробирки периодически перемешивайте стеклянной палочкой или встряхиванием.

Почему раствор обесцветился?

Напишите соответствующее химическое уравнение.

Реакции нейтрализации используют для удаления щелочей или кислот из сточных вод промышленных предприятий. Многие продукты таких реакций — соли — безопасны для окружающей среды. Эффективной и экономически выгодной является взаимная нейтрализация щелочных и кислотных стоков различных производств.

Реакции щелочей с солями. Взаимодействие щелочи с солью является реакцией обмена, которая происходит в растворе. *Исходная соль должна быть растворимой в воде, а новое основание или соль — нерастворимыми.*

Выясним возможность реакции между натрий гидроксидом и манган(II) нитратом. Для этого используем таблицу растворимости (приводим ее фрагмент):

Анионы	**Катионы**							
	Li^+	**Na^+**	K^+	...	Zn^{2+}	**Mn^{2+}**	Pb^{2+}	...
OH^-	р	**р**	р		н	**н**	н	
NO_3^-	р	**р**	р		р	**р**	р	

Щелочь NaOH и соль $Mn(NO_3)_2$ растворимы в воде. Они обменяются своими ионами в том

случае, если образуется нерастворимое соединение. Им является основание $Mn(OH)_2$, а новая соль $NaNO_3$ будет находиться в растворе. Следовательно, реакция между натрий гидроксидом и манган(II) нитратом возможна:

$$2NaOH + Mn(NO_3)_2 = Mn(OH)_2\downarrow + 2NaNO_3.$$

▶ Могут ли взаимодействовать барий гидроксид и калий карбонат в растворе? В случае положительного ответа напишите соответствующее химическое уравнение.

Термическое разложение. Почти все основания (кроме гидроксидов Натрия и Калия) при нагревании разлагаются на соответствующий оксид и воду (водяной пар):

$$Fe(OH)_2 \overset{t}{=} FeO + H_2O\uparrow.$$

Аммонийное основание (водный раствор аммиака) подобно щелочам изменяет окраску индикаторов, взаимодействует с кислотными оксидами, кислотами, солями:

$$2NH_4OH + CO_2 = \underset{\text{аммоний карбонат}}{(NH_4)_2CO_3} + H_2O;$$

$$NH_4OH + HCl = \underset{\text{аммоний хлорид}}{NH_4Cl} + H_2O;$$

$$2NH_4OH + Pb(NO_3)_2 = Pb(OH)_2\downarrow + \underset{\text{аммоний нитрат}}{2NH_4NO_3}.$$

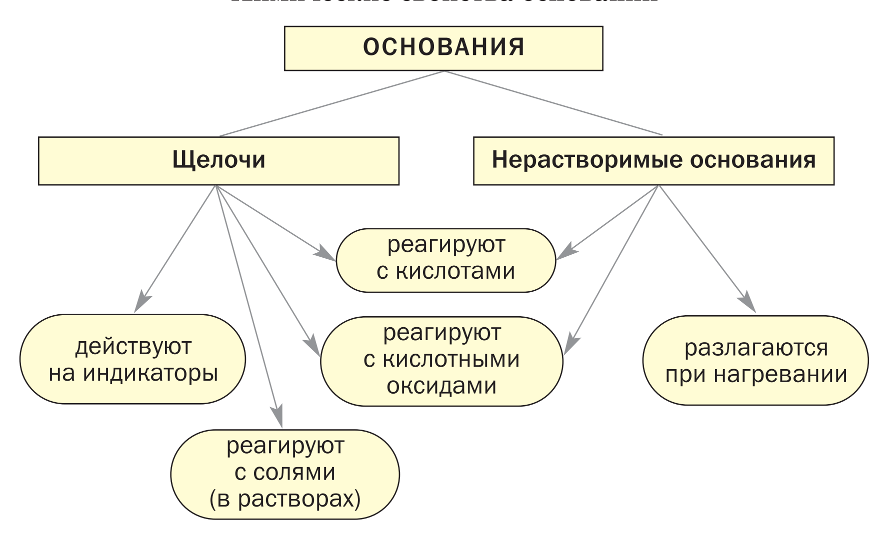
Изложенный материал обобщен в схеме 7.

Применение оснований. Широкое применение среди оснований получили щелочи, прежде всего гидроксиды Кальция и Натрия. Вам известно, что веществом под названием «гашеная известь» является кальций гидроксид $Ca(OH)_2$. Гашеную известь используют в качестве связующего материала в строительстве. Ее смешивают с песком и водой. Полученную смесь наносят на кирпич, штукатурят ею стены. В результате реакций гашеной извести с углекислым газом и силиций(IV) оксидом смесь затвердевает.

▶ Составьте уравнения этих реакций.

Схема 7

Химические свойства оснований



Кальций гидроксид также применяют в сахарной промышленности, сельском хозяйстве, при получении различных соединений (например, кальций карбоната для зубных паст). Натрий гидроксид используют при производстве мыла (осуществляют реакции щелочи с жирами), лекарств, в кожевенной промышленности, для очистки нефти и т. д.

ВЫВОДЫ

Основания — твердые вещества ионного строения. Большинство оснований не растворяется в воде. Водорастворимые основания называют щелочами. Растворы щелочей изменяют окраску индикаторов.

Основания взаимодействуют с кислотными оксидами и кислотами с образованием солей и воды. Кроме того, щелочи реагируют в водных растворах с солями; продукты каждой реакции — другие основание и соль. Нерастворимые основания разлагаются при нагревании на соответствующие оксиды и воду.

Реакцию между основанием и кислотой называют реакцией нейтрализации.

На практике используют преимущественно гидроксиды Кальция и Натрия.

?

223. Охарактеризуйте физические свойства оснований. Что такое щелочь?
224. Какие вещества называют индикаторами? Как изменяет окраску каждый индикатор при наличии щелочи в растворе?
225. Приведите примеры реакций обмена, нейтрализации, разложения с участием оснований.
226. Допишите схемы реакций и составьте химические уравнения:

а) $KOH + N_2O_5 \rightarrow$
$NaOH + H_2S \rightarrow$
б) $Ba(OH)_2 + K_2SO_4 \rightarrow$
$LiOH + NiCl_2 \rightarrow$
в) $Mg(OH)_2 + SO_3 \rightarrow$
$Ca(OH)_2 + H_3PO_4 \rightarrow$
г) $Ni(OH)_2 + HNO_3 \rightarrow$
$Bi(OH)_3 \xrightarrow{t}$

227. Напишите уравнения реакций (если они возможны) между основаниями (в левой колонке) и солями (в правой колонке):

калий гидроксид	кальций карбонат
манган(II) гидроксид	феррум(II) нитрат
барий гидроксид	натрий сульфат

228. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить такие последовательные превращения:

а) $Li_2O \rightarrow LiOH \rightarrow Li_2SO_4$;
б) $Ca(OH)_2 \rightarrow CaO \rightarrow CaBr_2$.

229. Какое количество вещества магний гидроксида вступает в реакцию с 12,6 г нитратной кислоты?
230. Вычислите массу феррум(II) гидроксида, образовавшегося при взаимодействии 0,05 моль натрий гидроксида с достаточным количеством феррум(II) сульфата.
231. Какой объем сернистого газа (н. у.) необходим для полного осаждения ионов Бария (в составе нерастворимой соли) из раствора, содержащего 34,2 г барий гидроксида?
232. Какая масса осадка образуется в результате взаимодействия 22,4 г калий гидроксида с достаточным количеством манган(II) хлорида?
233. На нейтрализацию 25,1 г смеси гидроксидов Натрия и Бария израсходовано 25,2 г нитратной кислоты. Определите массовую долю натрий гидроксида в исходной смеси.

30 Свойства и применение кислот

Материал параграфа поможет вам:

- выяснить физические свойства кислот;
- усвоить химические свойства кислот;
- прогнозировать возможность реакции кислоты с металлом;
- узнать о сферах применения кислот.

Физические свойства кислот. Все кислоты имеют молекулярное строение. Поскольку молекулы притягиваются друг к другу слабо (в отличие от противоположно заряженных ионов в осно́вном оксиде или основании), кислоты имеют низкие температуры плавления и почти все в обычных условиях являются жидкостями. Они растворяются в воде (кроме кислоты H_2SiO_3), во многих случаях — неограниченно, т. е. смешиваются с водой в любых соотношениях с образованием растворов. При растворении некоторых кислот выделяется значительное количество теплоты (рис. 56).

Вам известно, что безоксигеновые кислоты представляют собой водные растворы газов — соединений неметаллических элементов VI и VII групп с Гидрогеном (например, H_2S, HCl). Эти газы выделяются из своих растворов даже в обычных условиях.

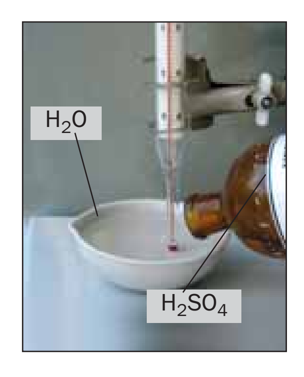


Рис. 56. Растворение сульфатной кислоты в воде

Летучей кислотой, т. е. легко переходящей в газообразное состояние при умеренном нагревании, является нитратная кислота HNO_3, а также некоторые другие. Такие кислоты имеют запах.

Ортофосфатная кислота H_3PO_4, ортоборатная (борная) H_3BO_3, метасиликатная H_2SiO_3 — твердые вещества. Они, а также сульфатная кислота H_2SO_4 нелетучие.

Карбонатная и сульфитная кислоты существуют лишь в водном растворе. Соответствующие оксиды взаимодействуют с водой не полностью, а кислоты, которые образуются, частично разлагаются на оксиды и воду:

$$CO_2 + H_2O \rightleftarrows H_2CO_3;$$
$$SO_2 + H_2O \rightleftarrows H_2SO_3.$$

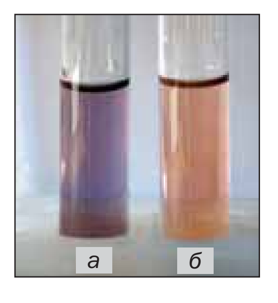
Большинство кислот токсичны. Они вызывают серьезные отравления, ожоги кожи. Поэтому работать с кислотами, как и со щелочами, нужно очень осторожно, соблюдая правила безопасности. При попадании раствора кислоты на руку следует смыть его водой, затем обработать кожу разбавленным раствором питьевой соды (для удаления остатков кислоты) и снова промыть водой.

Химические свойства кислот. Способность кислот реагировать с другими веществами в значительной мере зависит от их активности, устойчивости, летучести, растворимости в воде. Это будем принимать во внимание, рассматривая химические свойства кислот.

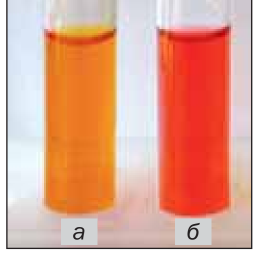
Кислоты проявляют различную химическую активность. Очень активные кислоты называют сильными, а малоактивные — слабыми. Существует также несколько кислот средней силы. Примеры соединений каждой группы (см. форзац II):

$$\underbrace{HCl\quad HNO_3\quad H_2SO_4}_{\text{сильные кислоты}}\qquad \underbrace{HF\quad H_2SO_3\quad H_3PO_4}_{\text{кислоты средней силы}}\qquad \underbrace{H_2S\quad H_2CO_3\quad H_2SiO_3}_{\text{слабые кислоты}}$$

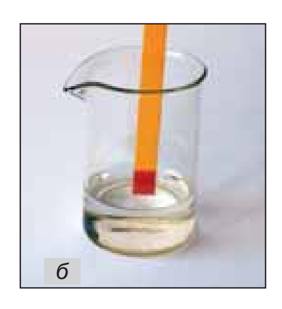
Действие на индикаторы. Кислоты в водных растворах изменяют окраску индикаторов (рис. 57), но не всех и не так, как щелочи.



лакмус



метилоранж



универсальный индикатор

Рис. 57.
Окраска индикаторов в воде (*а*) и растворе кислоты (*б*)

ЛАБОРАТОРНЫЙ ОПЫТ № 4

Действие водных растворов кислот на индикаторы

В три пробирки налейте по 1—2 мл раствора сульфатной кислоты. В одной из пробирок смочите стеклянную палочку раствором кислоты и дотроньтесь ею к полоске универсальной индикаторной бумаги. Как изменяется цвет индикатора?

В одну пробирку с раствором кислоты добавьте 1—2 капли раствора лакмуса, в другую — столько же раствора фенолфталеина, а в третью — метилоранжа. Что наблюдаете? Каким индикатором нельзя обнаружить кислоту?

Реакции с металлами. Все безоксигеновые кислоты, сульфатная кислота (в разбавленном растворе) и некоторые другие реагируют с металлами с выделением водорода и образованием солей (рис. 58):

$$2Al + 6HCl = 2AlCl_3 + 3H_2\uparrow;$$

$$Zn + H_2SO_4 \text{ (разб.)} = ZnSO_4 + H_2\uparrow.$$

В таких реакциях атомы металлического элемента, имеющиеся в простом веществе, замещают атомы Гидрогена в сложном веществе.

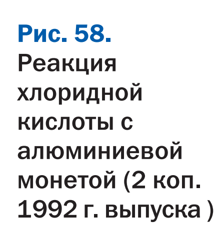


Рис. 58. Реакция хлоридной кислоты с алюминиевой монетой (2 коп. 1992 г. выпуска)



Реакцию между простым и сложным веществами, в результате которой образуются новые простое и сложное вещества, называют *реакцией замещения*.

С указанными выше кислотами взаимодействуют не все металлы. Предсказать возможность реакции между металлом и кислотой можно, используя *ряд активности металлов*. Его составил отечественный химик Н. Н. Бекетов на основании результатов изучения реакций металлов с водными растворами кислот и солей. Приводим этот ряд в современном виде (он имеется также на форзаце II):

Li K Ba Ca Na Mg Al Mn Cr Zn Fe Cd Ni Sn Pb (H_2) Cu Ag Pt Au

← химическая активность металлов возрастает

Формула неметалла водорода делит ряд на две части. Металлы, находящиеся в левой части ряда, взаимодействуют с хлоридной и разбавленной сульфатной кислотами с выделением водорода, а находящиеся справа — не реагируют с ними (рис. 59):

$$Ag + HCl \not\rightarrow \qquad Cu + H_2SO_4 \text{ (разб.)} \not\rightarrow$$

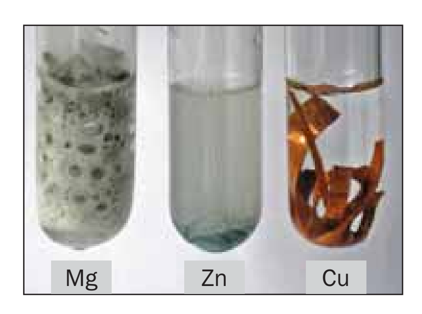
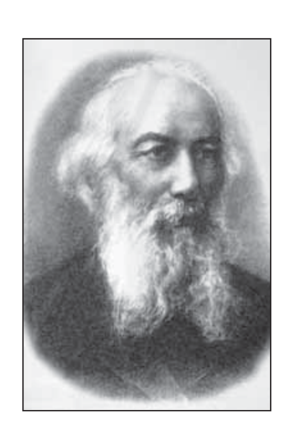


Рис. 59. Отношение металлов к разбавленному раствору сульфатной кислоты

Николай Николаевич Бекетов (1827—1911)



Выдающийся русский и украинский химик, академик Петербургской академии наук. Исследовал реакции солей в водных растворах с металлами и водородом. Предложил вытеснительный ряд, или ряд активности металлов (1865). Разработал и описал один из методов получения металлов — металлотермию. Содействовал становлению физической химии — одной из важнейших химических наук. Работал профессором в Харьковском университете (1855—1887), впервые читал курс лекций по физической химии как самостоятельной научной дисциплине. Был президентом Русского физико-химического общества.

ЛАБОРАТОРНЫЙ ОПЫТ № 5

Взаимодействие хлоридной кислоты с металлами

Возьмите две пробирки. В одну пробирку поместите чистый железный гвоздь, в другую — немного порошка или стружки магния. Исследуйте отношение каждого металла к разбавленной хлоридной кислоте.

Какой металл активнее реагирует с кислотой? Согласуются ли результаты опыта с положением железа и магния в ряду активности металлов?

Составьте химические уравнения. Примите к сведению, что Феррум в продукте реакции имеет степень окисления +2.

При взаимодействии нитратной кислоты, а также концентрированного раствора сульфатной кислоты[1] с металлами вместо водорода образуются другие вещества (рис. 60). Такие реакции будем рассматривать в 9 классе.

[1] Концентрированный раствор содержит значительно больше кислоты, чем воды.

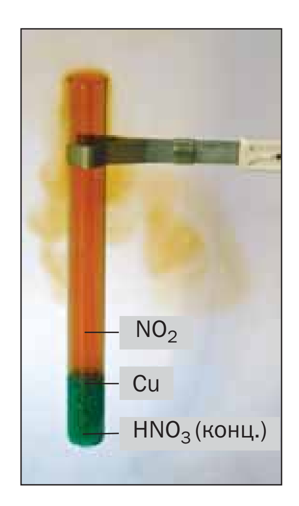


Рис. 60. Реакция меди с нитратной кислотой

Реакции с оснóвными оксидами и основаниями. Характерным свойством всех кислот является способность взаимодействовать с соединениями противоположного типа — оснóвными оксидами и основаниями. Продукты каждой реакции — соль и вода:

$$Li_2O + 2HCl = 2LiCl + H_2O;$$
$$Ca(OH)_2 + 2HNO_3 = Ca(NO_3)_2 + 2H_2O.$$

Эти химические превращения были рассмотрены в предыдущих параграфах.

Реакции с солями. Взаимодействие кислоты с солью является реакцией обмена. Назовем случаи, когда такие реакции происходят (рис. 61).

- Продукт реакции — соль или кислота — нерастворим в воде (это выясняем по таблице растворимости):

$$BaCl_2 + H_2SO_4 = BaSO_4\downarrow + 2HCl;$$
$$Na_2SiO_3 + 2HNO_3 = 2NaNO_3 + H_2SiO_3\downarrow.$$

- Кислота-продукт является летучей, происходит от газообразного соединения либо разлагается с выделением газа:

$$2KF\text{ (тв.)} + H_2SO_4\text{ (конц.)} \overset{t}{=} K_2SO_4 + 2HF\uparrow;$$
$$CaCO_3 + 2HCl = CaCl_2 + H_2CO_3.$$
$$H_2CO_3 \to CO_2\uparrow + H_2O$$

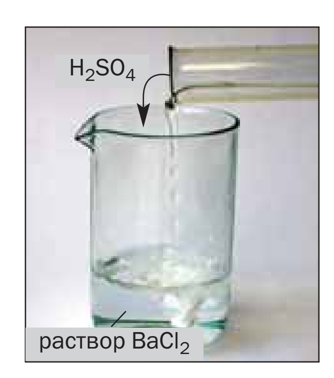




Рис. 61. Реакции кислот с солями

(Сокращение «тв.» означает «твердое вещество», а «конц.» — «концентрированный раствор».)

- Кислота, вступающая в реакцию, является сильной, а кислота, которая образуется, — более слабой. Примерами могут служить три последние реакции.

Термическое разложение оксигенсодержащих кислот. Оксигенсодержащие кислоты при нагревании, а карбонатная и сульфитная — в обычных условиях, разлагаются с образованием соответствующих кислотных оксидов и воды:

$$H_2SiO_3 \overset{t}{=} SiO_2 + H_2O\uparrow;$$

$$H_2SO_3 \rightleftarrows SO_2\uparrow + H_2O.$$

Одним из продуктов разложения сульфатной кислоты при умеренном нагревании является сульфур(VI) оксид, который при высокой температуре также разлагается:

$$H_2SO_4 \overset{t}{=} SO_3\uparrow + H_2O\uparrow.$$

$$SO_3 \rightarrow SO_2,\ O_2$$

Реакция термического разложения нитратной кислоты имеет свою особенность. Это соединение разлагается на три вещества — нитроген(IV) оксид, кислород и воду (оксид N_2O_5, отвечающий нитратной кислоте, неустойчив в обычных условиях):

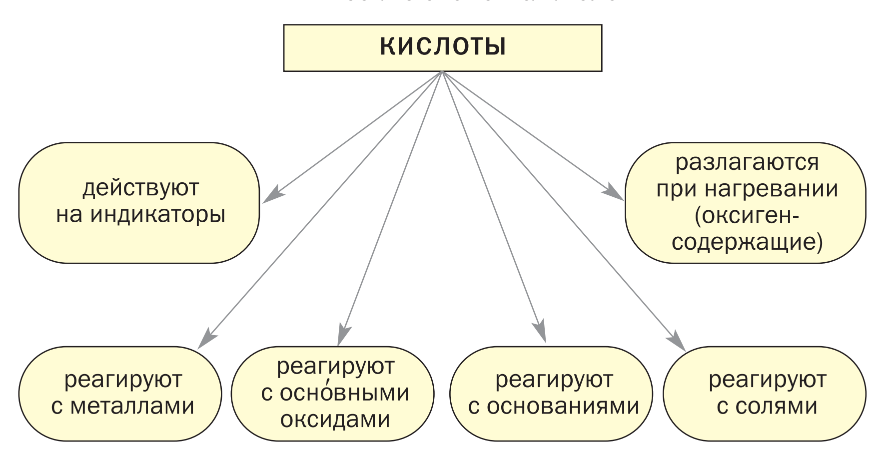
$$HNO_3 \xrightarrow{t} (N_2O_5) + H_2O.$$

$$(N_2O_5) \rightarrow NO_2\uparrow,\ O_2\uparrow$$

Изложенный материал обобщен в схеме 8.

Схема 8

Химические свойства кислот



Применение кислот. Наибольшее применение получили сульфатная, хлоридная, нитратная и ортофосфатная кислоты (табл. 10). Их получают на химических заводах в большом количестве.

Таблица 10

Применение кислот

Кислота	Сфера использования
H_2SO_4	Производство других кислот, солей, удобрений, красителей, лекарств, очистка нефтепродуктов
HCl	Производство солей, красок, лекарств
HNO_3	Производство удобрений, взрывчатых веществ, красителей
H_3PO_4	Производство удобрений, моющих средств

Раствор сульфатной кислоты заливают в аккумуляторы автомобилей, а раствор борной кислоты применяют в качестве дезинфицирующего средства. В быту используют и органические кислоты: уксусную CH_3COOH (уксус — ее разбавленный водный раствор), лимонную (консервант), аскорбиновую (витамин С).

ВЫВОДЫ

Кислоты — молекулярные вещества, растворимые в воде. Они изменяют окраску индикаторов, но не так, как щелочи.

Безоксигеновые кислоты и разбавленная сульфатная кислота взаимодействуют с большинством металлов с выделением водорода и образованием солей. Такие реакции называют реакциями замещения. Возможность их протекания определяют с помощью ряда активности металлов.

Кислоты реагируют с оснóвными оксидами и основаниями с образованием солей и воды, а также с солями (продукты реакции — другие кислота и соль). Оксигенсодержащие кислоты разлагаются при нагревании.

Кислоты находят широкое применение в различных сферах.

?

234. Назовите характерные физические свойства кислот. Чем они обусловлены?

235. Можно ли с помощью лакмуса, фенолфталеина, универсального индикатора различить растворы кислоты и щелочи? Если да, то как именно?

236. Допишите схемы реакций и составьте химические уравнения:

а) $Mg + HBr \rightarrow$
$BaO + HNO_3 \rightarrow$
$NaOH + H_2S \rightarrow$

б) $Li_2O + H_2SO_4 \rightarrow$
$Fe(OH)_2 + HNO_3 \rightarrow$
$K_2SiO_3 + H_3PO_4 \rightarrow$

237. Вместо точек запишите формулы кислот-реагентов, продуктов реакций и превратите схемы в химические уравнения:

а) $Fe + \ldots \rightarrow FeCl_2 + \ldots$;
$Li_2O + \ldots \rightarrow Li_3PO_4 + \ldots$;
$KOH + \ldots \rightarrow KNO_3 + \ldots$;

б) $Al + \ldots \rightarrow Al_2(SO_4)_3 + \ldots$;
$Cr(OH)_2 + \ldots \rightarrow CrSO_4 + \ldots$;
$AgNO_3 + \ldots \rightarrow AgI\downarrow + \ldots$.

238. Напишите уравнения реакций (если они происходят) между разбавленной сульфатной кислотой и такими веществами:

а) цинк;
б) серебро;
в) карбон(IV) оксид;
г) фторидная кислота;
д) барий гидроксид;
е) плюмбум(II) нитрат.

239. Напишите по два химических уравнения для каждого превращения :

а) $HCl \rightarrow CaCl_2$; в) $H_3PO_4 \rightarrow Ba_3(PO_4)_2$.
б) $H_2S \rightarrow K_2S$;

240. Чтобы осуществить реакцию между натрий хлоридом и сульфатной кислотой, к твердой соли добавляют чистую кислоту и смесь нагревают. Объясните, почему не используют растворы этих соединений и для чего необходимо нагревание.

241. Используя материалы из интернета, подготовьте сообщение о применении фторидной (плавиковой) кислоты.

242. Какую массу сульфатной кислоты следует взять для нейтрализации 8 г натрий гидроксида?

243. В результате реакции достаточного количества хлоридной кислоты с 10 г смеси порошков серебра и цинка выделилось 0,7 л водорода (н. у.). Вычислите массовую долю серебра в смеси.

244. При нагревании нитратной кислоты выделилось 11,2 л смеси газов — оксида NO_2 и кислорода (н. у.). Какая масса кислоты разложилась?

ДОМАШНИЙ ЭКСПЕРИМЕНТ

Действие на сок свеклы лимонного сока, раствора питьевой соды, мыльного раствора

Сок столовой свеклы содержит окрашенное вещество, которое является индикатором. Предлагаем выполнить с ним такой эксперимент.

Приготовьте столовую ложку сока столовой свеклы, а также небольшие количества водных растворов питьевой (пищевой) соды и хозяйственного мыла.

Налейте в четыре пластмассовых стаканчика по 20—30 мл воды и добавьте одинаковые порции сока свеклы. Содержимое сосудов перемешайте.

Добавьте в один стаканчик 1/2 чайной ложки лимонного сока, во второй — чайную ложку раствора питьевой соды, в третий — столько же мыльного раствора. Содержимое четвертого стаканчика будет служить для сравнения цвета жидкостей.

Что наблюдаете? В каких растворах вы обнаружили щелочь, кислоту?

Результаты эксперимента запишите в тетрадь.

Сделайте краткое сообщение о вашем исследовании на уроке химии.

31 Амфотерные оксиды и гидроксиды

Материал параграфа поможет вам:

- выяснить, какие соединения называют амфотерными;
- понять химический характер амфотерных оксидов и гидроксидов;
- составлять формулы продуктов реакций амфотерных соединений с кислотами, основаниями, оксидами.

Амфотерные соединения. В § 11, рассматривая изменения свойств оксидов элементов 2-го периода, мы отмечали, что оксид BeO проявляет свойства, присущие как осно́вным, так и кислотным оксидам. Это соединение, а также гидроксид $Be(OH)_2$ взаимодействуют не только с кислотами, но и со щелочами. Аналогичным является поведение в химических реакциях соединений Алюминия — оксида Al_2O_3 и гидроксида $Al(OH)_3$.

Способность соединения проявлять осно́вные и кислотные свойства называют *амфотерностью*[1], а само соединение — *амфотерным*.

Приводим формулы важнейших амфотерных соединений:

Оксиды	⇔	*Гидроксиды*
ZnO		$Zn(OH)_2$
PbO		$Pb(OH)_2$
SnO		$Sn(OH)_2$
Al_2O_3		$Al(OH)_3$
Cr_2O_3		$Cr(OH)_3$
Fe_2O_3		$Fe(OH)_3$

[1] Термин происходит от греческого слова amphoteros — и тот, и другой.

По строению и физическим свойствам амфотерные оксиды похожи на оснóвные оксиды. Они состоят из ионов, имеют высокие температуры плавления. Ни один амфотерный оксид не растворяется в воде.

Амфотерные гидроксиды также являются нерастворимыми; при нагревании они не плавятся, а разлагаются.

Химические свойства амфотерных оксидов и гидроксидов. Амфотерные соединения взаимодействуют с кислотными и оснóвными оксидами, кислотами, щелочами.

Цинк оксид ZnO и цинк гидроксид $Zn(OH)_2$ реагируют с кислотными оксидами, кислотами:

$$ZnO + SO_3 = ZnSO_4;$$

$$Zn(OH)_2 + 2HCl = ZnCl_2 + 2H_2O.$$

Продукты этих реакций (соли) содержат катионы Цинка Zn^{2+}.

▶ Какие свойства — оснóвные или кислотные — проявляют оксид и гидроксид Цинка в этих случаях?

Соединения ZnO и $Zn(OH)_2$ взаимодействуют также с оснóвными оксидами и щелочами. В результате реакций образуются соли, в которых атомы Цинка находятся в анионах ZnO_2^{2-}:

$$ZnO + BaO \overset{t}{=} \underset{\text{барий цинкат}}{BaZnO_2};$$

$$Zn(OH)_2 + 2NaOH \overset{t}{=} \underset{\text{натрий цинкат}}{Na_2ZnO_2} + 2H_2O\uparrow.$$

Последнее уравнение отвечает реакции с участием щелочи, а не ее раствора. Для того чтобы формула натрий цинката была понятна, изменим порядок записи элементов в формуле цинк гидроксида на общепринятый для кислот:

$$H_2ZnO_2 + 2NaOH \overset{t}{=} Na_2ZnO_2 + 2H_2O\uparrow.$$

Оксид и гидроксид Цинка реагируют также с водным раствором щелочи в обычных условиях:

$$ZnO + 2NaOH + H_2O = \underset{\text{натрий тетрагидроксоцинкат}^1}{Na_2[Zn(OH)_4]};$$

$$Zn(OH)_2 + 2NaOH\ (р\text{-}р) = Na_2[Zn(OH)_4].$$

В квадратных скобках записан анион соли.

Формулу продукта двух последних реакций можно получить, заменив в формуле Na_2ZnO_2 два двухвалентных атома Оксигена четырьмя одновалентными гидроксильными группами:

$$Na_2ZnO_2 \quad => \quad Na_2[Zn(OH)_4].$$

Если с оснóвным оксидом или щелочью реагирует амфотерное соединение трехвалентного элемента, то возможны два варианта взаимодействия веществ.

Рассмотрим реакции между алюминий оксидом и калий гидроксидом. Продуктом одной реакции является соль, которая происходит от алюминий гидроксида $Al(OH)_3$ как кислоты (H_3AlO_3):

$$Al_2O_3 + 6KOH \overset{t}{=} \underset{\text{калий ортоалюминат}}{2K_3AlO_3} + 3H_2O\uparrow. \qquad (1)$$

Продукт другой реакции — соль более простого состава. Выведем ее формулу, вначале выяснив формулу соответствующей «кислоты» (на самом деле — амфотерного соединения). Для этого собираем вместе все атомы, имеющиеся в формулах алюминий оксида Al_2O_3 и воды H_2O. В полученной формуле $H_2Al_2O_4$ уменьшаем индексы вдвое ($HAlO_2$) и заменяем символ Гидрогена на символ Калия: $KAlO_2$. Соответствующее химическое уравнение:

$$Al_2O_3 + 2KOH \overset{t}{=} \underset{\text{калий метаалюминат}}{2KAlO_2} + H_2O\uparrow. \qquad (2)$$

Сопоставив коэффициенты перед формулами реагентов в уравнениях (1) и (2), увидим, что ортоалюминат образуется при добавлении к алюминий оксиду втрое большего количества щелочи.

Это интересно
Соединение $HAlO_2$, формулу которого часто записывают как AlO(OH), встречается в природе и образует несколько минералов.

[1] Приставка «тетра» (в переводе с греческого — четыре) указывает на количество гидроксильных групп в анионе соли.

Такие же соли являются продуктами реакций с участием алюминий гидроксида:

$$Al(OH)_3 + 3KOH \overset{t}{=} K_3AlO_3 + 3H_2O\uparrow;$$

$$Al(OH)_3 + KOH \overset{t}{=} KAlO_2 + 2H_2O\uparrow.$$

Если алюминий гидроксид реагирует с водным раствором щелочи, то образуются соли, в которых анионы содержат гидроксильные группы (реакции происходят в обычных условиях):

$$Al(OH)_3 + 3KOH = K_3[Al(OH)_6];$$
калий гексагидроксоалюминат[1]

$$Al(OH)_3 + KOH = K[Al(OH)_4].$$
калий тетрагидроксоалюминат

Итог эксперимента, подтверждающего амфотерность другого соединения — хром(III) гидроксида, показан на рисунке 62.

▶ Составьте уравнения реакций хром(III) гидроксида с хлоридной кислотой и раствором натрий гидроксида.

При нагревании амфотерные гидроксиды, как и нерастворимые основания, разлагаются на соответствующие оксиды и воду:

$$Zn(OH)_2 \overset{t}{=} ZnO + H_2O\uparrow.$$

▶ Напишите уравнение реакции термического разложения алюминий гидроксида.

Изложенный материал обобщает схема 9.

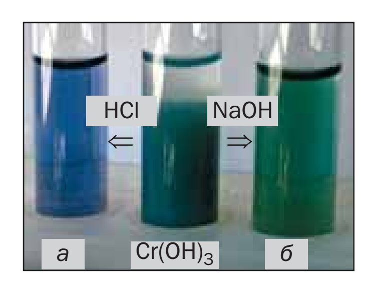


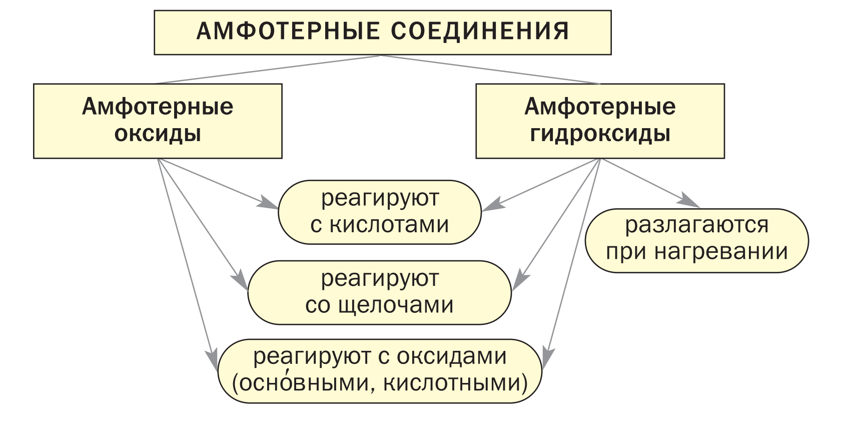
Рис. 62. Результаты взаимодействия хром(III) гидроксида: *а* — с кислотой; *б* — с раствором щелочи

---

[1] Приставка «гекса» (в переводе с греческого — шесть) указывает на количество гидроксильных групп в анионе соли.

Схема 9

Химические свойства амфотерных соединений



ВЫВОДЫ

Некоторые оксиды и гидроксиды металлических элементов проявляют как осно́вные, так и кислотные свойства. Их называют амфотерными соединениями.

По физическим свойствам амфотерные оксиды похожи на осно́вные оксиды, а амфотерные гидроксиды — на нерастворимые основания.

Амфотерные соединения взаимодействуют с кислотами и щелочами, с кислотными и осно́вными оксидами с образованием солей. Амфотерные гидроксиды разлагаются при нагревании.

?

245. Какие соединения называют амфотерными? Назовите несколько амфотерных оксидов и гидроксидов.

246. Допишите схемы реакций с участием соединений Цинка и Алюминия и составьте химические уравнения:

а) $ZnO + HCl \rightarrow$
$ZnO + SiO_2 \xrightarrow{t}$
$Zn(OH)_2 + Ca(OH)_2 \xrightarrow{t}$

б) $Al(OH)_3 + HNO_3 \rightarrow$
$Al(OH)_3 + LiOH$ (р-р) $\rightarrow$ (два варианта)
$Al(OH)_3 + Mg(OH)_2 \xrightarrow{t}$ (два варианта)

247. Допишите схемы реакций и составьте химические уравнения:

а) $Pb(OH)_2 + HBr \rightarrow$ б) $Fe(OH)_3 + H_2SO_4 \rightarrow$

$SnO + NaOH \xrightarrow{t}$ $Cr_2O_3 + Li_2O \xrightarrow{t}$ (два варианта)

$Sn(OH)_2 \xrightarrow{t}$ $Cr(OH)_3 \xrightarrow{t}$

248. Составьте уравнения реакций бериллий оксида с барий гидроксидом (при нагревании) и раствором этого основания.

249. Как бы вы различили белые порошки гидроксидов Магния и Цинка, учитывая разницу в химических свойствах этих соединений?

250. Амфотерный гидроксид имеет относительную формульную массу 103. Какова формула этого соединения?

251. Какая масса феррум(III) оксида содержит столько ионов, сколько молекул содержится в 11 г карбон(IV) оксида?

252. В результате термического разложения 39 г алюминий гидроксида образовалось 20 г алюминий оксида. Полностью ли разложилось соединение?



32 Свойства и применение солей

Материал параграфа поможет вам:

- выяснить физические свойства солей;
- усвоить химические свойства солей;
- прогнозировать возможность реакции соли с металлом;
- узнать о сферах применения солей.

Физические свойства солей. Соли, как и другие ионные соединения, в обычных условиях являются кристаллическими веществами. Они, как правило, имеют высокие температуры плавления:

$NaCl$ 801 °C; K_2SO_4 1069 °C; $CaSiO_3$ 1544 °C.

Часть солей растворяется в воде, некоторые являются малорастворимыми (рис. 63), остальные — нерастворимы. Соответствующую информацию можно найти в таблице растворимости (форзац II).

Рис. 63. Осадок плюмбум(II) иодида, образовавшийся после охлаждения горячего раствора соединения



Приготовление растворов солей часто сопровождается тепловыми эффектами. Например, при растворении натрий карбоната выделяется небольшое количество теплоты и раствор немного разогревается. А при образовании раствора натрий нитрата можно зафиксировать незначительное понижение температуры.

Среди растворимых солей натрий хлорид имеет соленый вкус, магний сульфат — горький. Соли Плюмбума и Бериллия сладкие, но чрезвычайно ядовитые. Определяя вкус различных солей, некоторые алхимики, вероятно, поплатились жизнью.

Соли могут по-разному влиять на растения, животных, человека. Среди них есть соединения, содержащие необходимые для растений элементы. Их применяют в качестве удобрений. Поваренную соль мы ежедневно употребляем вместе с пищей, чтобы пополнить ее запасы в организме (это соединение постоянно выводится вместе с потом и мочой).

Химические свойства солей. Соли участвуют в различных реакциях с простыми и сложными веществами.

Реакции с металлами. Соль в водном растворе может реагировать с металлом, при этом образуются новая соль и другой металл (рис. 64). Часто говорят, что один металл «вытесняет» другой из соли. Реакция происходит, если металл-реагент активнее, чем металл-продукт, т. е. находится в ряду активности слева от него (форзац II):

$$Pb(NO_3)_2 + Zn = Zn(NO_3)_2 + Pb.$$

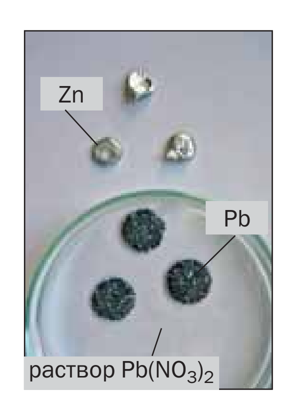


Рис. 64. Результат реакции раствора плюмбум(II) нитрата с цинком

ЛАБОРАТОРНЫЙ ОПЫТ № 6

Взаимодействие металлов с солями в водном растворе

В пробирку осторожно поместите чистый железный гвоздь и налейте немного раствора купрум(II) сульфата. Что происходит на поверхности металла? Изменяется ли со временем цвет раствора?

Составьте уравнение реакции. Примите во внимание, что один из ее продуктов — соединение Феррума(II).

Изучая химические свойства щелочей и кислот, вы узнали о реакциях этих соединений с солями. Кроме того, соли также могут взаимодействовать друг с другом. Все упомянутые реакции относятся к реакциям обмена.

Реакции со щелочами. Реакция между солью и щелочью происходит лишь в растворе (нерастворимые соли со щелочами не взаимодействуют). Она возможна, если один из ее продуктов — основание или соль — нерастворимый или малорастворимый в воде (рис. 65):

$$MnCl_2 + 2NaOH = Mn(OH)_2\downarrow + 2NaCl;$$
$$K_2SO_4 + Ba(OH)_2 = 2KOH + BaSO_4\downarrow.$$

Для определения возможности таких реакций используют таблицу растворимости.

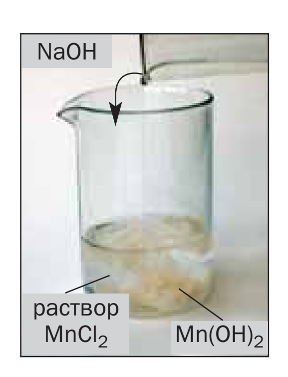


Рис. 65. Реакция между манган(II) хлоридом и натрий гидроксидом в растворе

ЛАБОРАТОРНЫЙ ОПЫТ № 7

Взаимодействие солей со щелочами в водном растворе

Налейте в пробирку немного раствора купрум(II) сульфата и добавьте к нему при перемешивании несколько капель раствора натрий гидроксида. Что наблюдаете? Какое соединение осаждается?

Если к раствору купрум(II) сульфата добавить столько раствора щелочи, сколько необходимо для полного превращения соли в купрум(II) гидроксид, то после отстаивания раствор над осадком окажется бесцветным. В нем будет находиться лишь натрий сульфат (ионы Na^+ и SO_4^{2-}).

Составьте уравнение реакции.

Реакции с кислотами. Соль (как растворимая, так и нерастворимая) может взаимодействовать с кислотой с образованием новой соли и новой кислоты. Такие реакции часто происходят с выделением осадка (рис. 66) или газа

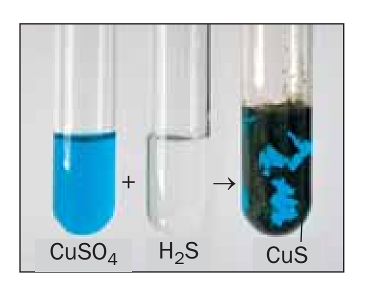
$$CuSO_4 + H_2S = CuS\downarrow + H_2SO_4;$$
$$FeS + 2HCl = H_2S\uparrow + FeCl_2,$$

а иногда не сопровождаются каким-либо внешним эффектом:

$$NaF + HNO_3 = HF + NaNO_3.$$

Случаи, в которых реакция между солью и кислотой возможна, указаны в § 30.

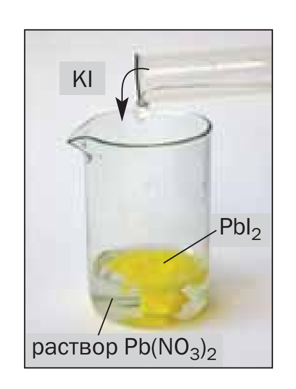
Рис. 66.
Результат реакции между купрум(II) сульфатом и сульфидной кислотой в растворе



Реакции с другими солями. Взаимодействие между двумя солями происходит только в растворе (реагенты должны быть растворимыми в воде) с образованием двух новых солей. Реакция возможна, если один из ее продуктов нерастворим или является малорастворимым; он выпадает в осадок (рис. 67):

$$AgNO_3 + NaCl = AgCl\downarrow + NaNO_3;$$
$$3BaCl_2 + 2K_3PO_4 = Ba_3(PO_4)_2\downarrow + 6KCl;$$
$$MgSO_4 + Ca(NO_3)_2 = CaSO_4\downarrow + Mg(NO_3)_2.$$

Рис. 67.
Реакция между плюмбум(II) нитратом и калий иодидом в растворе



ЛАБОРАТОРНЫЙ ОПЫТ № 8

Реакция обмена между солями в растворе

Налейте в пробирку немного раствора натрий карбоната и добавьте к нему несколько капель раствора кальций хлорида. Что наблюдаете?

Составьте уравнение реакции.

Термическое разложение солей. Оксигенсодержащие соли, которые происходят от газообразных, летучих или неустойчивых оксидов, при нагревании разлагаются. Продуктами большинства таких реакций являются два соответствующих оксида:

$$CaSO_3 \overset{t}{=} CaO + SO_2\uparrow.$$

Нитраты, как и нитратная кислота, происходят от нитроген(V) оксида N_2O_5. Однако при нагревании нитратов этот оксид не образуется из-за своей неустойчивости:

$$Al(NO_3)_3 \xrightarrow{t} Al_2O_3 + (N_2O_5)^1.$$

$$(N_2O_5) \rightarrow NO_2\uparrow \quad O_2\uparrow$$

Соли щелочных элементов либо не разлагаются при нагревании (карбонаты, сульфаты), либо их разложение имеет определенные особенности. Некоторые из таких реакций используют в лаборатории для получения кислорода:

$$2NaNO_3 \overset{t}{=} 2NaNO_2 + O_2\uparrow;$$

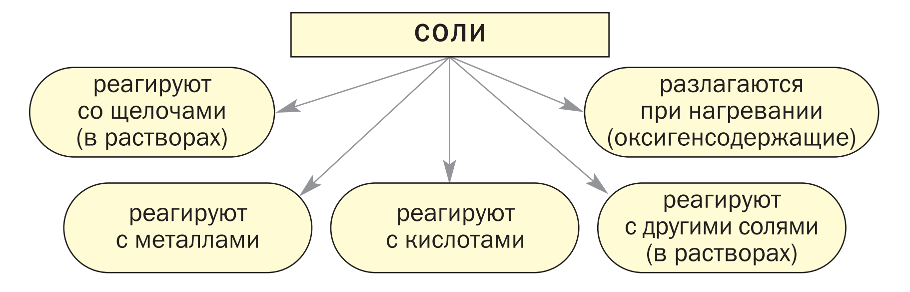
$$2KClO_3 \overset{t,\,k}{=} 2KCl + 3O_2\uparrow;$$

$$2KMnO_4 \overset{t}{=} K_2MnO_4 + MnO_2 + O_2\uparrow.$$

Изложенный материал обобщает схема 10.

Схема 10

Химические свойства солей



Применение солей. Многие соли используются на производстве и в повседневной жизни. Натрий

[1] Так разлагаются нитраты металлических элементов от Магния до Купрума включительно (см. ряд активности металлов).

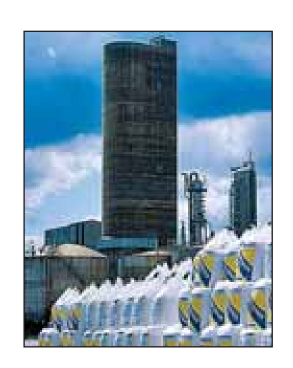


Рис. 68. Продукция завода минеральных удобрений

хлорид является сырьем в химической промышленности для получения хлора, хлоридной кислоты, натрий гидроксида, соды. Это соединение незаменимо для приготовления пищи, консервирования. Хлорид, сульфат, нитрат Калия, фосфаты Кальция, некоторые другие соли являются минеральными удобрениями (рис. 68). Кальций карбонат в виде камня известняка используют в строительстве, а на заводах из него вырабатывают известь. На основе искусственно полученной соли $CaCO_3$ изготовляют зубную пасту. В школе пишут на доске мелом, а это — также кальций карбонат. Кальций сульфат (гипс) применяют в строительстве и медицине. Простым средством для мытья и чистки посуды, предметов домашнего обихода является кальцинированная сода, или натрий карбонат. Кальцинированную соду вместе с мелом или известняком используют в производстве стекла.

ВЫВОДЫ

Соли — ионные вещества. Они имеют высокие температуры плавления, различную растворимость в воде.

Соли взаимодействуют с металлами с образованием другой соли и другого металла. Такие реакции происходят, если металл-реагент более активен, чем металл-продукт (это определяют с помощью ряда активности металлов).

Соли вступают в реакции обмена со щелочами, кислотами, другими солями. Некоторые

оксигенсодержащие соли при нагревании разлагаются на соответствующие оксиды.

Многие соли получили разнообразное применение.



253. Охарактеризуйте физические свойства солей. Приведите примеры растворимых, малорастворимых и нерастворимых в воде солей.
254. Допишите схемы реакций и составьте химические уравнения:
   а) $HgSO_4 + Mg \rightarrow$
   $SrSO_3 + HBr \rightarrow$
   б) $Pb(NO_3)_2 + H_2SO_4 \rightarrow$
   $K_3PO_4 + FeCl_3 \rightarrow$
   в) $CrSO_4 + KOH \rightarrow$
   $MgSO_3 \xrightarrow{t}$
255. Вместо точек запишите формулы солей и превратите схемы реакций в химические уравнения:
   а) $\ldots + Mn \rightarrow \ldots + Cu$;
   $\ldots + HI \rightarrow \ldots\downarrow + HNO_3$;
   б) $\ldots + H_2SO_4 \rightarrow \ldots + CO_2\uparrow + H_2O$;
   $\ldots + Ba(OH)_2 \rightarrow Fe(OH)_2\downarrow + \ldots$;
   в) $\ldots \xrightarrow{t} ZnO + NO_2\uparrow + O_2\uparrow$;
   $Pb(NO_3)_2 + \ldots \rightarrow PbCO_3\downarrow + \ldots$.
256. Напишите уравнения реакций (если они происходят) между такими соединениями:
   а) калий силикатом и нитратной кислотой;
   б) натрий сульфатом и магний нитратом;
   в) купрум(II) хлоридом и барий сульфатом;
   г) хром(III) сульфатом и натрий гидроксидом;
   д) калий сульфидом и меркурий(II) нитратом.
257. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить такие последовательные превращения:
   а) $K_2SO_4 \rightarrow KCl \rightarrow KNO_3$;
   б) $AlCl_3 \rightarrow AlPO_4 \rightarrow Al_2(SO_4)_3 \rightarrow Al(NO_3)_3$;
   в) $ZnCl_2 \rightarrow ZnCO_3 \rightarrow ZnO \rightarrow Zn(NO_3)_2 \rightarrow Zn(OH)_2 \rightarrow K_2ZnO_2$.
258. Какую максимальную массу феррум(III) фторида можно получить из 4,84 г феррум(III) нитрата? Как бы вы осуществили такой эксперимент?
259. Хватит ли 13 г цинкового порошка для полного превращения 33,1 г плюмбум(II) нитрата в свинец?
260. После погружения железной пластинки в раствор купрум(II) сульфата ее масса увеличилась на 0,8 г. Вычислите массу меди, которая выделилась на пластинке.

261. В результате нагревания 28,7 г смеси нитратов Натрия и Калия получили 3,36 л кислорода (н. у.). Какие массы солей содержались в исходной смеси?

ДЛЯ ЛЮБОЗНАТЕЛЬНЫХ

Кислые соли

Вы знаете, что при реакции кислоты со щелочью атомы Гидрогена каждой молекулы кислоты «заменяются» атомами (точнее — ионами) металлического элемента:

$$H_2SO_4 + 2NaOH = Na_2SO_4 + 2H_2O;$$
$$H_3PO_4 + 3KOH = K_3PO_4 + 3H_2O.$$

А возможна ли замена части атомов Гидрогена в молекуле многоосно́вной кислоты? Да. В результате соответствующих реакций образуются так называемые *кислые соли*:

$$H_2SO_4 + NaOH = NaHSO_4 + H_2O;$$
$$H_3PO_4 + KOH = KH_2PO_4 + H_2O;$$
$$H_3PO_4 + 2KOH = K_2HPO_4 + 2H_2O.$$

Кислые соли $Ca(HCO_3)_2$ и $Mg(HCO_3)_2$ содержатся в растворенном состоянии в пресной воде. При ее кипячении соединения разлагаются

$$Ca(HCO_3)_2 \overset{t}{=} CaCO_3\downarrow + CO_2\uparrow + H_2O;$$
$$Mg(HCO_3)_2 \overset{t}{=} MgCO_3\downarrow + CO_2\uparrow + H_2O,$$

и на стенках сосуда образуется накипь — смесь карбонатов $CaCO_3$ и $MgCO_3$.

Кислые соли Кальция и ортофосфатной кислоты $CaHPO_4$ и $Ca(H_2PO_4)_2$ являются основой фосфорных удобрений — преципитата и суперфосфата соответственно. Кислая соль Натрия и карбонатной кислоты, имеющая формулу $NaHCO_3$, это — питьевая сода (рис. 69).



Рис. 69. **Сода:** ***а*** **— кальцинированная (Na_2CO_3);** ***б*** **— питьевая ($NaHCO_3$)**

ПРАКТИЧЕСКАЯ РАБОТА № 1

Изучение свойств основных классов неорганических соединений

ВАРИАНТ I

Изучение химических свойств хлоридной кислоты

ОПЫТ 1

Действие хлоридной кислоты на индикатор

С помощью пипетки или стеклянной палочки нанесите каплю разбавленной хлоридной кислоты на полоску универсальной индикаторной бумаги. Как изменяется ее цвет?

ОПЫТ 2

Реакция хлоридной кислоты с металлом

В пробирку осторожно поместите гранулу цинка и долейте 1 мл разбавленной хлоридной кислоты. Содержимое пробирки можно немного подогреть. Что наблюдаете?

ОПЫТ 3

Реакция хлоридной кислоты с осно́вным (амфотерным) оксидом

В пробирку насыпьте небольшое количество магний оксида (или феррум(III) оксида) и добавьте 1 мл разбавленной хлоридной кислоты. (Для ускорения реакции между амфотерным оксидом и кислотой их смесь можно нагреть, но не до кипения жидкости.)

Опишите изменения, которые происходят с веществами.

ОПЫТ 4

Реакция хлоридной кислоты со щелочью[1]

Налейте в пробирку 1 мл разбавленной хлоридной кислоты и добавьте 1—2 капли раствора фенолфталеина. Доливайте к кислоте по каплям при перемешивании раствор натрий гидроксида до появления малиновой окраски. О чем свидетельствует этот эффект?

ОПЫТ 5

Реакция хлоридной кислоты с солью

Налейте в пробирку 1—2 мл раствора натрий карбоната и добавьте 1—2 мл разбавленной хлоридной кислоты. Что наблюдаете?

ВАРИАНТ II

Изучение свойств никель(II) сульфата

ОПЫТ 1

Изучение физических свойств никель(II) сульфата

Опишите выданную вам соль Никеля, указав ее цвет, характер частиц (кристаллики, порошок, кусочки произвольной формы).

Выясните, растворяется ли никель(II) сульфат в воде. Для этого в небольшой стакан с водой насыпьте приблизительно 1/4 чайной ложки соединения и перемешайте смесь стеклянной палочкой. Каков результат опыта? Согласуется ли он с данными, приведенными в таблице растворимости?

Приготовленный раствор соли распределите по четырем пробиркам.

---

[1] Для опыта вместо щелочи можно взять нерастворимое основание или амфотерный гидроксид, которые необходимо получить с помощью реакции между растворами соответствующей соли и щелочи. В этом случае к осадку гидроксида добавляют кислоту, а индикатор не нужен.

ОПЫТ 2

Реакция никель(II) сульфата с металлом

В пробирку с раствором никель(II) сульфата поместите гранулу цинка. Нагревайте содержимое пробирки в течение 1—2 мин., но не до кипения. Изменяется ли поверхность металла, цвет раствора?

ОПЫТ 3

Реакция никель(II) сульфата со щелочью

В другую пробирку с раствором никель(II) сульфата добавьте такой же объем раствора щелочи. Какие изменения замечаете?

ОПЫТ 4

Реакции никель(II) сульфата с солями

В одну из двух оставшихся пробирок с раствором никель(II) сульфата добавьте раствор натрий карбоната, а в другую — раствор барий хлорида. Что наблюдаете?

При выполнении каждого опыта записывайте в приведенную ниже таблицу свои действия, наблюдения (фиксируйте растворение вещества, образование осадка, выделение газа, наличие или отсутствие запаха, появление или изменение окраски и т. п.). После завершения опыта запишите в таблицу выводы и соответствующие химические уравнения.

Последовательность действий	**Наблюдения**	**Выводы**
Опыт 1. …		
…	…	…
Опыт 2. …		
…	…	…
Уравнение реакции: …		
Опыт 3. …		

?

262. Произойдет ли реакция в опыте 2 каждого варианта, если вместо цинка взять: а) магний; б) серебро? Ответы обоснуйте.
263. Произойдет ли реакция в опыте 5 (вариант I) или опыте 4 (вариант II), если натрий карбонат заменить: а) кальций карбонатом; б) натрий нитратом? Ответы обоснуйте.
264. Реакции каких типов вы осуществили, выполняя практическую работу?

33 Способы получения оксидов

Материал параграфа поможет вам:

- выяснить возможности получения оксидов различными способами;
- понять требования, предъявляемые к промышленным методам получения веществ.

Известны несколько способов получения оксидов. Некоторые из них основаны на реакциях простых или сложных веществ с кислородом, другие — на термическом разложении оксигенсодержащих соединений.

Реакции простых веществ с кислородом. В такую реакцию (как правило, при нагревании) вступают почти все металлы и неметаллы. В 7 классе вы наблюдали за тем, как горят на воздухе или в кислороде сера, углерод, магний.

Это интересно
С кислородом не реагируют золото, платина, инертные газы, хлор, бром, иод.

▶ Напишите уравнения реакций горения серы и магния.

Другие примеры подобных реакций:

$$Si + O_2 \overset{t}{=} SiO_2;$$
$$2W + 3O_2 \overset{t}{=} 2WO_3.$$

Реакции сложных веществ с кислородом. Многие соединения неметаллических элементов

с Гидрогеном горят в кислороде или на воздухе. Продуктами таких реакций являются оксиды и вода:

$$CH_4 + 2O_2 \overset{t}{=} CO_2 + 2H_2O;$$

$$2H_2S + 3O_2 \overset{t}{=} 2SO_2 + 2H_2O.$$

С кислородом также взаимодействуют сульфиды металлических элементов:

$$2ZnS + 3O_2 \overset{t}{=} 2ZnO + 2SO_2.$$

Соединения Купрума, Цинка, Кадмия, некоторых других элементов с Сульфуром содержатся в полиметаллических рудах. Эти руды обжигают на металлургических заводах, а из образующихся оксидов получают металлы.

Термическое разложение гидроксидов и оксигенсодержащих кислот. Нерастворимые основания, амфотерные гидроксиды и оксигенсодержащие кислоты при нагревании разлагаются на соответствующие оксиды (рис. 70):

$$Cu(OH)_2 \overset{t}{=} CuO + H_2O;$$

$$H_2SO_4 \overset{t}{=} SO_3\uparrow + H_2O\uparrow.$$

▶ Напишите уравнение реакции термического разложения феррум(III) гидроксида.

Термическое разложение оксигенсодержащих солей. Соли, образованные газообразными кислотными оксидами, при нагревании разлагаются на два оксида:

$$ZnCO_3 \overset{t}{=} ZnO + CO_2\uparrow.$$

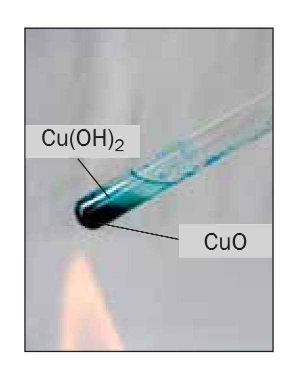


Рис. 70. Термическое разложение купрум(II) гидроксида

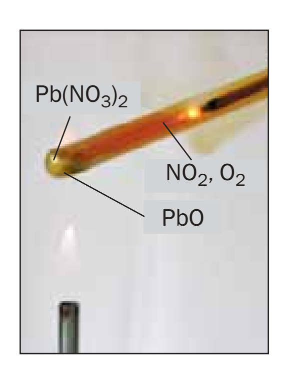


Рис. 71. Термическое разложение плюмбум(II) нитрата

Если оксид неустойчив, вместо этого соединения образуются продукты его разложения (рис. 71):

$$Pb(NO_3)_2 \overset{t}{=} PbO + (N_2O_5);$$
$$(N_2O_5) \rightarrow NO_2\uparrow \quad O_2\uparrow$$

$$Ag_2CO_3 \overset{t}{=} (Ag_2O) + CO_2\uparrow.$$
$$(Ag_2O) \rightarrow Ag \quad O_2\uparrow$$

Оксигенсодержащие соли Натрия и Калия при нагревании либо не разлагаются, либо разлагаются, но не на оксиды (§ 32).

Устойчивы к нагреванию соли, анионы которых происходят от нелетучих кислотных оксидов или амфотерных оксидов: $CaSiO_3$, $Zn_3(PO_4)_2$, $Mg(BO_2)_2$, $Cu(AlO_2)_2$, $BaZnO_2$.

Если элемент образует два или больше оксидов, то один оксид нередко удается превратить в другой с помощью нагревания

$$4CuO \overset{t}{=} 2Cu_2O + O_2\uparrow$$

или осуществив его реакцию с кислородом

$$2CO + O_2 \overset{t}{=} 2CO_2.$$

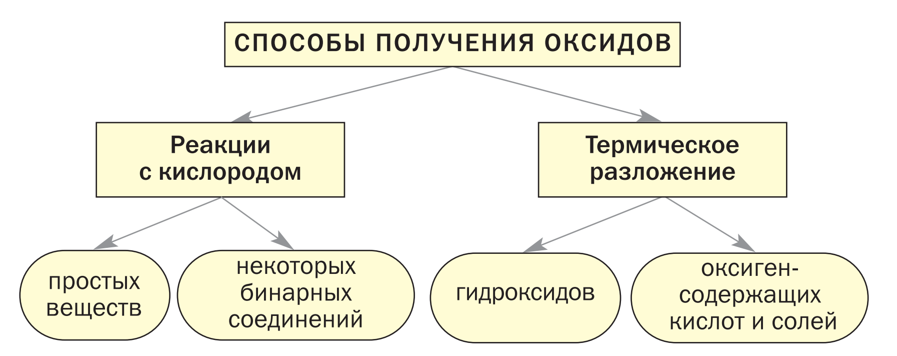
Изложенный материал обобщает схема 11.

Получение оксидов в промышленности. Из материала § 27 вы узнали о применении некоторых оксидов. Большинство таких веществ получают на химических заводах.

В отличие от лабораторных способов получения различных соединений промышленная

Схема 11

Получение оксидов



технология предусматривает использование реагентов в больших количествах и предъявляет следующие требования:

1. Исходные вещества должны быть доступными и дешевыми. Лучше всего использовать природное сырье.

2. Энергозатраты при подготовке и осуществлении химических реакций должны быть минимальными.

Рассмотрим, как получают негашеную известь, или кальций оксид. Суть промышленного способа, который используют не одно столетие, заключается в разложении известняка $CaCO_3$ при температуре 900 °C. Природных залежей известняка много; это доступное и дешевое вещество. Температура, при которой разлагается известняк, не очень высока для промышленности (например, в металлургии создают температуру 1500 °C и выше). При более слабом нагревании разложение известняка замедляется или прекращается.

Почему для производства кальций оксида не используют другие реакции? Например, взаимодействие кальция с кислородом: $2Ca + O_2 = 2CaO$? Потому что кальция нет в природе, а получать этот металл очень сложно. Известно, что кальций оксид образуется при термическом разложении гипса[1]. Гипс, хоть и встречается в природе, но он

[1] Уравнение реакции: $2(CaSO_4 \cdot 2H_2O) \overset{t}{=} 2CaO + 2SO_2\uparrow + O_2\uparrow + 4H_2O\uparrow$.

дороже известняка, а температура его разложения значительно выше 900 °С. Разлагать кальций гидроксид (гашеную известь) с целью получения негашеной извести ($Ca(OH)_2 \overset{t}{=} CaO + H_2O\uparrow$) нецелесообразно, поскольку гашеную известь как раз производят из негашеной.

ВЫВОДЫ

Оксиды получают с помощью реакций простых и некоторых сложных веществ с кислородом, а также термическим разложением гидроксидов, оксигенсодержащих кислот и солей.

Промышленные методы получения оксидов, как и других соединений, предусматривают использование доступных и дешевых веществ с минимальными энергозатратами.



265. Предложите как можно больше способов получения цинк оксида. Напишите уравнения соответствующих реакций.
266. Укажите в представленном перечне формулы соединений, разлагающихся при нагревании: H_2SiO_3, $CuSO_4$, $Fe(PO_3)_3$, NaOH, $MgCO_3$, $Pb(OH)_2$, H_3BO_3. Напишите соответствующие химические уравнения.
267. Допишите схемы реакций разложения и превратите их в химические уравнения:

а) ... $\xrightarrow{t}$ $Fe_2O_3 + H_2O$; б) ... $\rightarrow$ $N_2O_3 + H_2O$;

... $\xrightarrow{t}$ $MnO + H_2O$; ... $\xrightarrow{t}$ $TiO_2 + H_2O$.

268. На химических заводах сульфатную кислоту получают, осуществляя реакцию сульфур(IV) оксида с кислородом, в результате которой образуется сульфур(VI) оксид, а затем — реакцию этого оксида с водой. Какие из приведенных ниже способов получения сульфур(IV) оксида можно применять в промышленности:

1) термическое разложение сульфур(VI) оксида:
$2SO_3 \overset{t}{=} 2SO_2 + O_2$;
2) сжигание серы: $S + O_2 \overset{t}{=} SO_2$;

3) термическое разложение соли Аргентума:

$$2Ag_2SO_3 \overset{t}{=} 4Ag + 2SO_2\uparrow + O_2\uparrow;$$

4) обжиг на воздухе сульфидных минералов (полиметаллических руд): $2ZnS + 3O_2 \overset{t}{=} 2ZnO + 2SO_2$.

Выбор способов обоснуйте.

269. Вычислите объемы оксидов Карбона(IV) и Сульфура(IV) (в пересчете на нормальные условия), образующиеся при сгорании 19 г карбон(IV) сульфида в избытке кислорода.

270. После прокаливания 2,32 г магний гидроксида масса твердого остатка составила 1,60 г. Полностью ли разложилось соединение?

271. Определите относительную плотность по воздуху смеси газов, которая образуется при нагревании цинк нитрата.

272. В результате сжигания 8 г смеси серы и углерода образовалось 26 г смеси сернистого и углекислого газов. Вычислите массовые доли простых веществ в смеси.

34 Способы получения оснований и амфотерных гидроксидов

Материал параграфа поможет вам:

- выяснить возможности получения щелочей и нерастворимых оснований различными способами;
- выбирать реагенты для получения амфотерного гидроксида.

Щелочи можно получать тремя способами, а нерастворимые основания — только одним.

Получение щелочей. Один из способов получения щелочей основан на *реакции металла с водой* (с. 56). Кроме щелочи, образуется водород:

$$2Na + 2H_2O = 2NaOH + H_2\uparrow;$$

$$Ca + 2H_2O = Ca(OH)_2 + H_2\uparrow.$$

Другой способ получения щелочей — *взаимодействие оснóвного оксида с водой*:

$$Na_2O + H_2O = 2NaOH.$$

Таким способом получают гашеную известь на заводах, а также непосредственно перед использованием этого вещества для строительных работ, побелки стволов деревьев.

▶ Напишите соответствующее химическое уравнение.

Щелочь можно получить, осуществив *реакцию обмена между растворимой солью и другой щелочью* (в растворе). Исходные соединения выбирают так, чтобы образовалась нерастворимая соль:

$$Na_2SO_4 + Ba(OH)_2 = BaSO_4\downarrow + 2NaOH.$$

Гидроксиды Натрия и Калия производят в промышленности, пропуская постоянный электрический ток через водные растворы хлоридов:

$$2NaCl + 2H_2O \overset{\text{эл. ток}}{=} 2NaOH + H_2\uparrow + Cl_2\uparrow.$$

Такой процесс называют электролизом.

Получение нерастворимых оснований. Нерастворимое основание можно получить только с помощью *реакции обмена между солью и щелочью в растворе*. Поскольку основание будет осаждаться, то образующаяся соль должна быть растворимой в воде:

$$NiCl_2 + 2NaOH = Ni(OH)_2\downarrow + 2NaCl;$$

$$2Bi(NO_3)_3 + 3Ba(OH)_2 = 2Bi(OH)_3\downarrow + 3Ba(NO_3)_2.$$

Изложенный материал обобщает схема 12.

Получение амфотерных гидроксидов. Поскольку амфотерный гидроксид способен проявлять свойства основания и кислоты, его можно получить с помощью реакций обмена как основание

$$ZnSO_4 + 2NaOH = Zn(OH)_2\downarrow + Na_2SO_4$$

и как кислоту

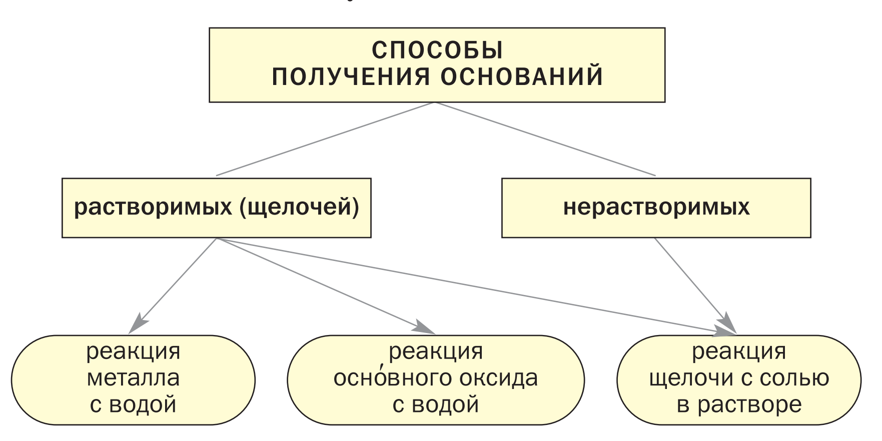
$$Na_2ZnO_2 + H_2SO_4 = H_2ZnO_2\downarrow + Na_2SO_4.$$ [1]

---

[1] Химические формулы амфотерных гидроксидов по традиции записывают так же, как и формулы оснований.

Схема 12

Получение оснований



Рассмотренные превращения происходят потому, что все амфотерные гидроксиды не растворяются в воде.

Следует избегать избытка щелочи или кислоты, поскольку амфотерный гидроксид реагирует с обоими соединениями (§ 31). Например, при взаимодействии натрий цинката с избытком сульфатной кислоты вместо цинк гидроксида образуется цинк сульфат:

$$Na_2ZnO_2 + 2H_2SO_4\ (изб.) = ZnSO_4 + Na_2SO_4 + 2H_2O.$$

▶ Напишите уравнение реакции цинк сульфата с натрий гидроксидом, взятым в избытке.

ВЫВОДЫ

Щелочи можно получать, осуществляя реакции соответствующих металлов или оксидов с водой.

Общий способ получения оснований и амфотерных гидроксидов основан на реакции обмена между щелочью и солью в растворе. Амфотерные гидроксиды получают также взаимодействием растворов соответствующих солей с кислотами.

?

273. Предложите как можно больше способов получения:

а) барий гидроксида;

б) манган(II) гидроксида;

в) хром(III) гидроксида.

Напишите соответствующие химические уравнения.

274. Допишите схемы реакций и превратите их в химические уравнения:

а) $Li + \ldots \rightarrow LiOH + \ldots$;

$SrO + \ldots \rightarrow Sr(OH)_2$;

б) $Fe_2(SO_4)_3 + \ldots \rightarrow Fe(OH)_3 + \ldots$;

$BaZnO_2 + HNO_3 \rightarrow Zn(OH)_2 + \ldots$.

275. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить такие последовательные превращения:

а) $K_2CO_3 \rightarrow KOH$;

б) $CdS \rightarrow CdO \rightarrow Cd(NO_3)_2 \rightarrow Cd(OH)_2$;

в) $Al \rightarrow Al_2O_3 \rightarrow AlCl_3 \rightarrow Al(OH)_3$.

276. В химическом кабинете имеются гидроксиды Калия и Бария, а также соли Кальция — карбонат и хлорид. Какие соединения можно использовать для получения кальций гидроксида? Как осуществить соответствующие эксперименты?

277. Вам поручено получить станнум(II) гидроксид двумя способами. В вашем распоряжении — станнум(II) оксид, растворы натрий гидроксида и сульфатной кислоты. Расскажите, как собираетесь выполнить это задание. Примите во внимание, что соединения Станнума(II) по растворимости сходны с соединениями Цинка. Напишите уравнения соответствующих реакций.

278. Какая масса барий гидроксида образуется при взаимодействии 15,3 г барий оксида с водой?

279. Может ли образоваться 10 г натрий гидроксида, если для проведения реакции взяли 6,9 г натрия и 3,6 г воды? Дайте ответ после соответствующих вычислений.

35 Способы получения кислот

Материал параграфа поможет вам:

- выбирать способы получения кислоты в зависимости от ее состава и свойств;
- определять условия, при которых можно осуществить реакцию обмена с образованием кислоты.

Прежде чем выбрать способ получения кислоты, следует выяснить, безоксигеновой или оксигенсодержащей она является, а также — сильной или слабой, летучей или нелетучей, растворимой или нерастворимой в воде.

▶ Какие кислоты называют безоксигеновыми, оксигенсодержащими? Приведите примеры сильных, слабых, летучих, нелетучих кислот. (При необходимости обратитесь к материалу § 25 и § 30.)

Реакция между водородом и неметаллом. Это — способ получения безоксигеновых кислот:

$$H_2 + Cl_2 \overset{t}{=} 2HCl.$$

Продукты таких реакций — хлороводород, сероводород, другие газообразные соединения неметаллических элементов VI или VII группы с Гидрогеном — растворяют в воде и получают кислоты.

На взаимодействии хлора с водородом основано промышленное производство хлоридной кислоты.

Реакция между кислотным оксидом и водой. Такие реакции используют для получения оксигенсодержащих кислот[1]:

$$SO_3 + H_2O = H_2SO_4;$$
$$P_2O_5 + 3H_2O = 2H_3PO_4.$$

Первая реакция происходит на завершающей стадии производства сульфатной кислоты. Осуществлять аналогичную реакцию между оксидом N_2O_5 и водой для промышленного получения нитратной кислоты нецелесообразно, так как нитроген(V) оксид неустойчив. Исходным веществом служит другой оксид Нитрогена:

$$4NO_2 + O_2 + 2H_2O = 4HNO_3.$$

Реакция соли с кислотой. На этой реакции основан *общий способ* получения безоксигеновых

[1] Силиций(IV) оксид с водой не взаимодействует.

и оксигенсодержащих кислот. Продуктами являются другие соль и кислота.

Реакцию обмена между солью и кислотой можно осуществить с использованием растворов этих соединений, если удовлетворяется одно из двух условий:

- продукт реакции — новая соль или новая кислота — нерастворим в воде (это определяем из таблицы растворимости):

$$BaCl_2 + H_2SO_4 = BaSO_4\downarrow + 2HCl;$$
$$Na_2SiO_3 + 2HNO_3 = 2NaNO_3 + H_2SiO_3\downarrow;$$

- кислота, которую нужно получить, является слабой, а кислота, вступающая в реакцию, — сильной (соответствующая информация помещена в § 30):

$$K_2S + 2HCl = 2KCl + H_2S.$$

Для получения сильной летучей кислоты реакцию проводят не в растворе, а между твердой солью и нелетучей кислотой. Взаимодействию веществ способствует нагревание:

$$2NaNO_3\ (\text{тв.}) + H_2SO_4\ (\text{конц.}) \overset{t}{=} Na_2SO_4 + 2HNO_3\uparrow.$$

УПРАЖНЕНИЕ. **Можно ли получить хлоридную кислоту взаимодействием сульфатной кислоты с калий хлоридом? Если можно, то в каких условиях?**

Решение

Продуктами реакции должны быть новые соль и кислота:

$$KCl + H_2SO_4 \rightarrow K_2SO_4 + HCl.$$

Из таблицы растворимости определяем, что все соединения растворимы в воде. Сульфатная и хлоридная кислоты — сильные, но различаются по физическим свойствам: первая — нелетучая, а вторая — летучая (это водный раствор газа хлороводорода). Поэтому реакцию можно осуществить лишь в отсутствии воды; хлороводород будет выделяться из реакционной смеси.

Таким образом, для получения хлороводорода и хлоридной кислоты необходимо взять твердый калий хлорид и чистую сульфатную кислоту или ее концентрированный раствор. Чтобы ускорить взаимодействие твердого и жидкого веществ, следует нагревать их смесь. (В растворе реакции обмена происходят мгновенно.)

Рис. 72. Получение хлороводорода и хлоридной кислоты

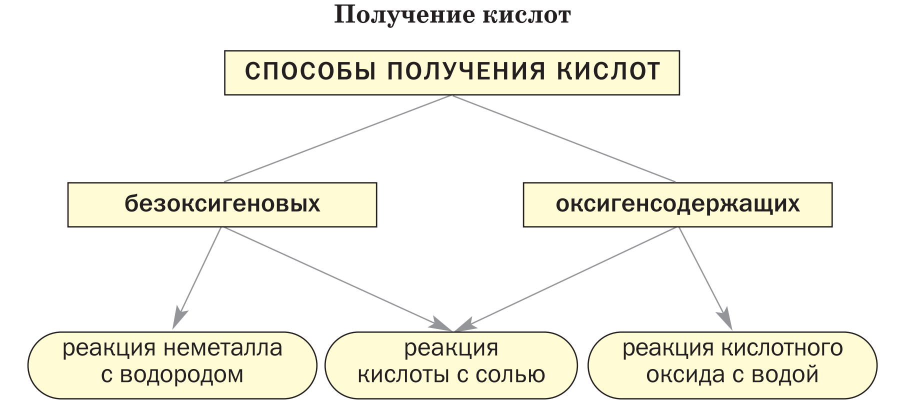
Запишем соответствующее химическое уравнение, указав условия осуществления реакции (рис. 72):

$$2KCl\ (тв.) + H_2SO_4\ (конц.) \overset{t}{=} K_2SO_4 + 2HCl\uparrow.$$

Изложенный материал обобщает схема 13.

Схема 13

Получение кислот



ВЫВОДЫ

Безоксигеновые кислоты получают с помощью реакций между водородом и неметаллами с последующим растворением газообразных соединений в воде.

Оксигенсодержащие кислоты получают взаимодействием кислотных оксидов с водой.

Общий способ получения кислот основан на реакции обмена между солью и кислотой.

?

280. Предложите по два способа получения фторидной и ортофосфатной кислот. Напишите соответствующие химические уравнения.

281. Допишите схемы реакций и превратите их в химические уравнения:

а) $Cl_2O_7 + H_2O \rightarrow$
$H_2SO_4 + Pb(NO_3)_2 \rightarrow$
б) $NaNO_2 + H_3PO_4 \rightarrow$
$HBr + K_2CO_3 \rightarrow$

282. Заполните пропуски формулами соединений и превратите схемы в химические уравнения, указав условия, при которых взаимодействуют вещества:

а) $CaCl_2 + \ldots \rightarrow HCl + \ldots$;
$Na_2SiO_3 + \ldots \rightarrow H_2SiO_3 + \ldots$;
б) $Ba(NO_3)_2 + \ldots \rightarrow HNO_3 + \ldots$;
$K_2SO_3 + \ldots \rightarrow \ldots + SO_2 + H_2O$.

Можно ли использовать во всех четырех реакциях сульфатную кислоту? Ответ обоснуйте.

283. Какую оксигенсодержащую кислоту нельзя получить из соответствующего оксида и воды?

284. Какую массу натрий нитрата необходимо взять для получения 50,4 г нитратной кислоты?

285. Вычислите количество вещества ортофосфатной кислоты, которая образуется при взаимодействии 14,2 г фосфор(V) оксида с достаточным количеством воды.



36 Способы получения солей

Материал параграфа поможет вам:

- усвоить важнейшие способы получения солей;
- выбирать реакции для получения определенной соли и условия, необходимые для их осуществления.

Соли можно получать значительно бóльшим количеством способов, чем оксиды, основания или кислоты.

Реакции с участием металлов

Способ 1: металл + неметалл → соль.

Этим способом можно получать безоксигеновые соли:

$$2Li + S \overset{t}{=} Li_2S; \quad 2Al + 3Br_2 = 2AlBr_3.$$

Способ 2: металл + кислота (раствор) → соль + + водород.

В такие реакции вступают сульфатная (в разбавленном растворе), хлоридная, некоторые другие кислоты и металлы, находящиеся в ряду активности слева от водорода:

$$Mg + 2HCl = MgCl_2 + H_2\uparrow;$$
$$2Al + 3H_2SO_4 = Al_2(SO_4)_3 + 3H_2\uparrow.$$

Способ 3: металл + щелочь → соль + водород.

Со щелочами и их растворами реагируют металлы, которые происходят от элементов, образующих амфотерные оксиды и гидроксиды:

$$Be + 2NaOH \overset{t}{=} Na_2BeO_2 + H_2\uparrow;$$
$$Be + 2KOH + 2H_2O = K_2[Be(OH)_4] + H_2\uparrow.$$

Способ 4: металл 1 + соль 1 (в растворе) → → металл 2 + соль 2.

Вам известно, что такая реакция возможна, если металл 1 является более активным, чем металл 2, т. е. металл 1 находится в ряду активности слева от металла 2:

$$Fe + Cu(NO_3)_2 = Cu + Fe(NO_3)_2.$$

Реакции между соединениями с осно́вными и кислотными свойствами

Способ 5: основание (амфотерный гидроксид) + кислота (амфотерный гидроксид) → соль + + вода[1] (рис. 73):

$$2Cr(OH)_3 + 3H_2SO_4 = Cr_2(SO_4)_3 + 6H_2O.$$

[1] Амфотерные гидроксиды не взаимодействуют друг с другом.

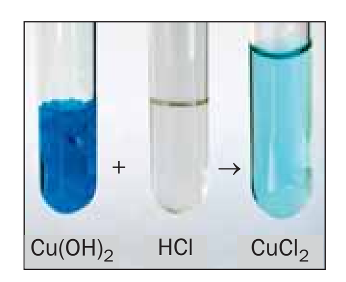


Рис. 73. Результат реакции между купрум(II) гидроксидом и кислотой

Это интересно
Соли FeI_3, $Al_2(CO_3)_3$ и некоторые другие до настоящего времени не получены.

Способ 6: осно́вный (амфотерный) оксид + + кислотный (амфотерный) оксид → соль[1]:

$$3FeO + P_2O_5 \overset{t}{=} Fe_3(PO_4)_2.$$

Способ 7: основание + кислотный (амфотерный) оксид → соль + вода:

$$Ba(OH)_2 + SO_2 = BaSO_3 + H_2O.$$

Способ 8: кислота + осно́вный (амфотерный) оксид → соль + вода:

$$2HI + Li_2O = 2LiI + H_2O.$$

Способы 6 и 7 непригодны для получения солей безоксигеновых кислот, поскольку для этих кислот нет кислотных оксидов.

Реакции обмена с участием солей

Способ 9: соль 1 + кислота 1 → соль 2 + кислота 2:

$$CaCO_3 + 2HCl = CaCl_2 + H_2CO_3.$$
$$H_2CO_3 \rightarrow CO_2\uparrow + H_2O$$

Способ 10: соль 1 + щелочь → соль 2 + основание:

$$MnSO_4 + 2KOH = K_2SO_4 + Mn(OH)_2\downarrow.$$

Способ 11: соль 1 + соль 2 → соль 3 + соль 4 (рис. 74):

$$Na_2S + CuCl_2 = CuS\downarrow + 2NaCl.$$

---

[1] Амфотерные оксиды не взаимодействуют друг с другом.



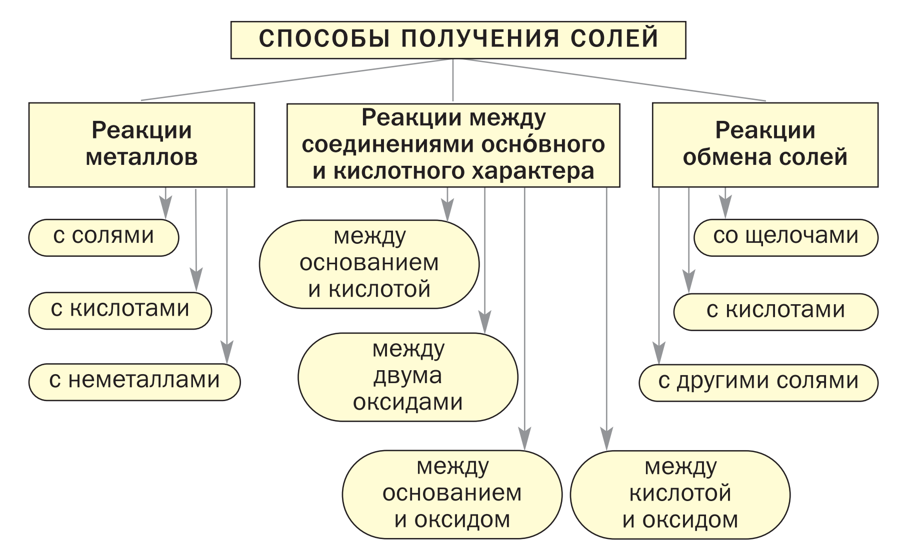
Рис. 74. Результат реакции между двумя солями в растворе

Выбирая способы 9—11, учитывают то, что реакция обмена возможна в случае образования осадка, газа или слабой кислоты.

Изложенный материал обобщает схема 14.

Схема 14

Получение солей



УПРАЖНЕНИЕ. **Предложить как можно больше способов получения магний сульфата $MgSO_4$.**

Решение

Магний сульфат — оксигенсодержащая соль, поэтому способ 1 для получения соединения не подходит.

Эту соль можно получить, используя металл (способы 2 и 4) и учитывая его положение в ряду активности:

$$Mg + H_2SO_4\ (\text{разб.}) = MgSO_4 + H_2\uparrow;$$
$$Mg + CuSO_4 = MgSO_4 + Cu.$$

Магний сульфат может образоваться в результате реакций между соответствующими веществами оснóвного и кислотного характера (способы 5—8):

$$Mg(OH)_2 + H_2SO_4 = MgSO_4 + 2H_2O;$$
$$MgO + SO_3 = MgSO_4;$$
$$Mg(OH)_2 + SO_3 = MgSO_4 + H_2O;$$
$$MgO + H_2SO_4 = MgSO_4 + H_2O.$$

Для реакции соли с кислотой (способ 9) нужно взять соль Магния, образованную слабой или летучей кислотой либо кислотой, разлагающейся с выделением газа, и сульфатную кислоту:

$$MgCO_3 + H_2SO_4 = MgSO_4 + \underset{H_2O \quad CO_2\uparrow}{H_2CO_3}.$$

Реакция соли со щелочью (способ 10) для получения магний сульфата не подходит, поскольку гидроксид $Mg(OH)_2$ — не щелочь, а малорастворимое основание.

Магний сульфат растворяется в воде. Учитывая это, выберем для реакции между двумя солями (способ 11) такие реагенты:

$$\underset{\text{растворимая соль}}{MgCl_2} + \underset{\text{малорастворимая соль}}{Ag_2SO_4} = \underset{\text{растворимая соль}}{MgSO_4} + \underset{\text{нерастворимая соль}}{2AgCl\downarrow}.$$

ЛАБОРАТОРНЫЙ ОПЫТ № 9

Решение экспериментальных задач

Вариант 1. В вашем распоряжении — разбавленная хлоридная кислота, растворы цинк сульфата и натрий гидроксида. Дополните схему превращений и осуществите реакции *1—4*:

$$\text{соль 1} \underset{4}{\overset{1}{\rightleftarrows}} \ldots \underset{3}{\overset{2}{\rightleftarrows}} \text{соль 2}.$$

Вариант 2. В вашем распоряжении — разбавленная нитратная кислота, растворы алюминий хлорида и натрий гидроксида. Дополните схему превращений и осуществите реакции *1—4*:

$$\text{соль 1} \underset{4}{\overset{1}{\rightleftarrows}} \ldots \underset{3}{\overset{2}{\rightleftarrows}} \text{соль 2}.$$

При выполнении эксперимента раствор каждого реагента добавляйте по каплям до завершения соответствующей реакции.

Запишите в тетрадь схему превращений с химическими формулами соединений, ваши наблюдения и уравнения проведенных реакций.

ВЫВОДЫ

Соли получают несколькими способами. Часть способов основана на реакциях металлов с неметаллами, кислотами, щелочами, солями. Другие способы предполагают проведение реакций между соединениями с оснóвными и кислотными свойствами, а также реакций обмена с участием солей.



286. Соль какого типа можно получить с помощью реакции между простыми веществами? Запишите несколько соответствующих химических уравнений.
287. Предложите как можно больше способов получения:
   а) цинк хлорида;
   б) купрум(II) сульфата;
   в) барий карбоната.
   Напишите уравнения реакций.
288. Как из натрий сульфата получить натрий хлорид? Как осуществить обратное превращение? Приведите химические уравнения и укажите условия, при которых происходят реакции.
289. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить такие последовательные превращения:
   а) $P \rightarrow P_2O_5 \rightarrow H_3PO_4 \rightarrow Na_3PO_4 \rightarrow AlPO_4$;
   б) $Ca \rightarrow CaO \rightarrow Ca(OH)_2 \rightarrow Ca(NO_3)_2 \rightarrow CaCO_3$;
   в) $Na_2O \rightarrow Na_2SO_4 \rightarrow NaOH \rightarrow NaAlO_2 \rightarrow NaCl$;
   г) $ZnO \rightarrow Zn(NO_3)_2 \rightarrow Zn(OH)_2 \rightarrow K_2ZnO_2 \rightarrow ZnSO_4$.
290. Подберите вещества для осуществления превращений и напишите соответствующие химические уравнения:
   а) амфотерный гидроксид (как основание) → соль;
   б) амфотерный гидроксид (как кислота) → соль;

в) соль 1 → соль 2 → соль 3 (все соли образованы одним и тем же металлическим элементом).

291. Как получить алюминий хлорид, используя литий оксид, алюминий нитрат, воду и хлоридную кислоту? Составьте соответствующие химические уравнения и укажите условия, при которых происходят реакции.
292. Можно ли получить алюминий хлорид, если в вашем распоряжении имеются только алюминий нитрат и хлоридная кислота? Ответ аргументируйте.
293. Какую массу калий сульфата можно получить в результате реакции 14 г калий гидроксида с необходимым количеством сульфатной кислоты?
294. При взаимодействии 14,6 г смеси цинка и цинк оксида с достаточным количеством хлоридной кислоты выделилось 2,24 л водорода (н. у.). Какая масса соли образовалась?
295. При нагревании 46,8 г смеси карбонатов Кальция и Магния с достаточным количеством силиций(IV) оксида выделилось 11,2 л газа (н. у.). Вычислите массовые доли силикатов в полученной смеси этих соединений.

37 Обобщение знаний о неорганических веществах

Материал параграфа поможет вам:

- целостно воспринять классификацию неорганических веществ;
- понять связь между типом химического элемента и типами его соединений;
- убедиться в том, что соединения одного класса (одной группы) имеют аналогичное строение.

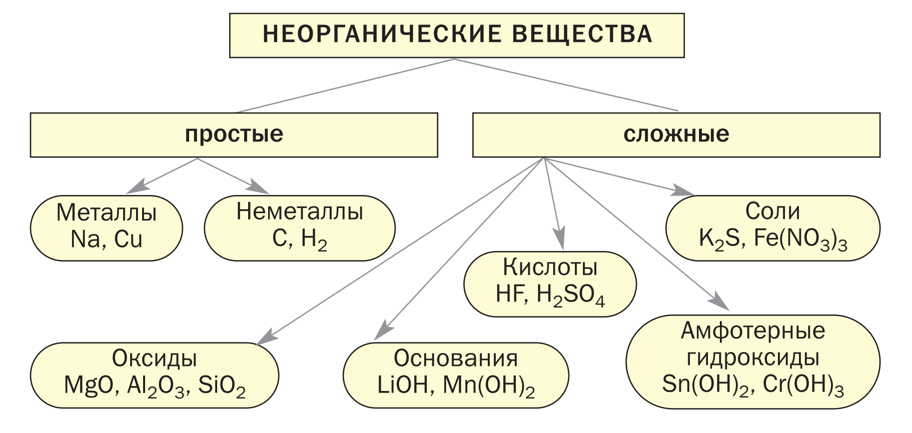
В этом параграфе собраны важнейшие сведения, полученные вами о простых веществах, оксидах, основаниях, кислотах, амфотерных соединениях, солях. Вам известно, из каких частиц состоят различные неорганические вещества, а также о типах химической связи между этими частицами. Многочисленные факты свидетельствуют о том, что *состав и строение*

веществ влияют на их физические и химические свойства.

Классификация неорганических веществ. Вы знаете, что к неорганическим веществам относятся простые вещества — металлы и неметаллы, а также большое количество сложных веществ, кроме соединений Карбона (схема 15).

Схема 15

Классификация важнейших неорганических веществ



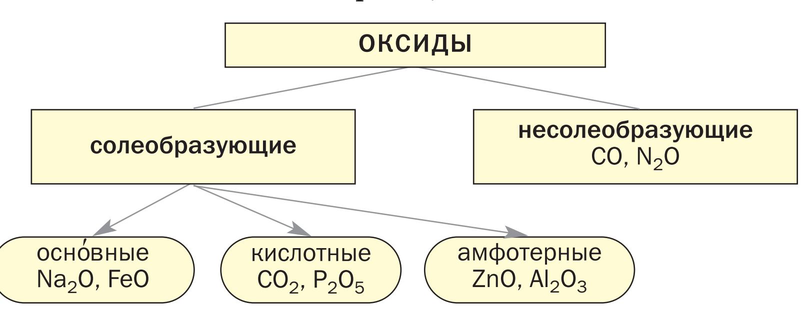
▶ Какие классы (группы) соединений имеют общие формулы E_mO_n, $M(OH)_n$, H_nA, H_mEO_n, M_mA_n, $M_m(EO_n)_p$?

Оксиды — соединения элементов с Оксигеном, в которых степень окисления Оксигена равна −2. Будучи сходными по составу, они различаются по химическим свойствам. Существуют осно́вные, кислотные и амфотерные оксиды. Их всех называют *солеобразующими оксидами*, поскольку эти соединения превращаются в соли, взаимодействуя с кислотами или основаниями (амфотерные оксиды реагируют и с кислотами, и с основаниями). К образованию солей также приводят реакции этих оксидов с другими оксидами.

Несколько оксидов (N_2O, NO, CO, SiO, H_2O) не проявляют ни осно́вных, ни кислотных свойств. Их общее название — *несолеобразующие оксиды* (схема 16).

Схема 16

Классификация оксидов



Существует соответствие между типом элемента и типом его оксида.

Металлические элементы могут образовывать не только оснóвные и амфотерные оксиды, но и кислотные. Соединения с общей формулой M_2O являются оснóвными оксидами. К оксидам этого типа относится и большинство соединений, состав которых отвечает формуле MO. Оксиды M_2O_3 и MO_2 преимущественно являются амфотерными, а соединения M_2O_5, MO_3 и M_2O_7 относятся к кислотным оксидам.

Некоторые металлические элементы образуют оксиды всех трех типов. Так, для Хрома известны оснóвный оксид CrO, амфотерный — Cr_2O_3 и кислотный — CrO_3. Вы видите, что с увеличением степени окисления металлического элемента оснóвные свойства его оксидов ослабевают, а кислотные свойства усиливаются.

Неметаллические элементы образуют кислотные и несолеобразующие оксиды.

Оснóвные и амфотерные оксиды состоят из ионов, а кислотные и несолеобразующие — из молекул, иногда — из атомов.

Основания — соединения, образованные ионами металлических элементов M^{n+} и гидроксид-анионами OH^-. Основания делят на растворимые в воде (их называют щелочами) и нерастворимые. Щелочи химически более активны, чем нерастворимые основания, которые не реагируют с солями, некоторыми слабыми кислотами и кислотными оксидами, а при нагревании разлагаются.

Кислоты — соединения, в состав молекул которых входит один или несколько атомов Гидрогена, способных при химических реакциях замещаться атомами (ионами) металлических элементов. Часть молекулы кислоты — атом или группу атомов, соединенных с атомом (атомами) Гидрогена, — называют кислотным остатком. Кислоты делят по составу на безоксигеновые (H_nA) и оксигенсодержащие (H_mEO_n), на одно- и многоосно́вные, а по химической активности — на сильные, слабые и кислоты средней силы.

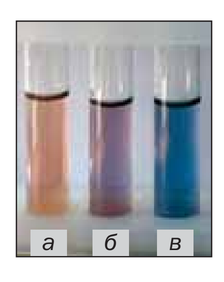
Различать щелочи и кислоты в растворах помогают вещества-индикаторы (рис. 75).

Амфотерные гидроксиды — соединения, сходные по составу с основаниями, но имеющие двойственный химический характер. Они взаимодействуют с кислотами как основания, а со щелочами — как кислоты.

Осно́вные свойства у амфотерных гидроксидов проявляются лучше, чем кислотные. Например, феррум(III) гидроксид $Fe(OH)_3$ довольно быстро взаимодействует с разбавленным раствором сильной кислоты, а с разбавленным раствором щелочи реагирует медленно, и превращение не является полным.

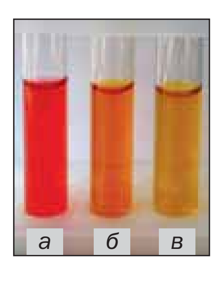
Основания, амфотерные гидроксиды и оксигенсодержащие кислоты иногда объединяют в группу соединений под общим названием «гидраты оксидов» (т. е. соединения оксидов с водой[1]). Используют также сокращенное название

Рис. 75. **Окраска индикаторов: в растворе кислоты (*а*), воде (*б*), растворе щелочи (*в*)**

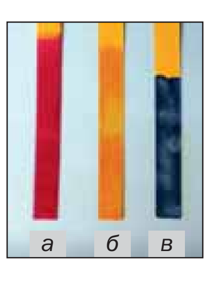


лакмус

фенолфталеин



метилоранж



универсальный индикатор

[1] Вода по-гречески — hydör.

«гидроксиды», поскольку в формулах оснований и амфотерных гидроксидов $M(OH)_n$ имеются гидроксильные группы OH, а в формулах оксигенсодержащих кислот H_mEO_n их можно выделить: $H_2SO_4 \Rightarrow SO_2(OH)_2$.

Соли — соединения, состоящие из катионов металлических элементов и анионов кислотных остатков. Соль является продуктом реакции между веществом с осно́вными свойствами и веществом с кислотными свойствами.

Строение неорганических веществ. *Простые вещества состоят из атомов или молекул.* Неметаллы имеют атомное или молекулярное строение; атомы в этих веществах, их молекулах соединены неполярными ковалентными связями. Лишь в инертных газах химические связи между атомами отсутствуют.

Металлы состоят из атомов, которые размещены в них очень плотно. Электроны легко переходят от одних атомов к другим и обуславливают в веществе так называемую металлическую связь. Подвижные электроны придают металлам способность проводить электрический ток, «металлический» блеск, высокую теплопроводность.

Сложные неорганические вещества имеют ионное, молекулярное, иногда — атомное строение. Из ионов состоят осно́вные и амфотерные оксиды, основания, соли.

▶ Запишите формулы катионов и анионов, содержащихся в каждом из таких соединений: K_2O, $Ba(OH)_2$, MgS, $Ca_3(PO_4)_2$, $Cr(NO_3)_3$.

Кислотные и несолеобразующие оксиды, а также кислоты имеют молекулярное строение. Поскольку в молекулах этих веществ соединены друг с другом атомы разных элементов, ковалентные связи в них, как правило, полярные.

▶ Изобразите графические формулы молекул Cl_2O и $HClO_3$. Покажите стрелками в этих формулах смещение электронных пар ковалентных связей и укажите степени окисления всех элементов.

ВЫВОДЫ

К неорганическим веществам относятся простые вещества (металлы, неметаллы), а также многие сложные вещества, которые делят на классы. Важнейшими классами неорганических соединений являются оксиды, основания, кислоты, амфотерные гидроксиды, соли.

По химическим свойствам оксиды делят на солеобразующие и несолеобразующие, а солеобразующие оксиды — на оснóвные, кислотные и амфотерные.

Простые вещества состоят из атомов или молекул, а сложные неорганические вещества — из молекул или ионов.



296. Заполните таблицу, записав в соответствующие колонки формулы оксидов Li_2O, Ag_2O, Cl_2O_7, MgO, PbO, Al_2O_3, SiO_2, ZnO, SO_2, CrO_3:

Оксиды		
оснóвные	амфотерные	кислотные

297. Найдите соответствие.

Формула оксида	*Тип оксида*
1) MnO;	а) амфотерный;
2) MnO_2;	б) оснóвный;
3) Mn_2O_7;	в) несолеобразующий;
	г) кислотный.

298. Назовите частицы, из которых состоят оксиды Кальция, Алюминия, Карбона.
299. Приведите по одному примеру кислот, молекулы которых содержат два, три, четыре, пять, шесть, семь и восемь атомов.
300. Запишите химические формулы известных вам амфотерных гидроксидов и укажите над символами металлических элементов их степени окисления.
301. Выберите в приведенном перечне формулы солей и объясните свой выбор: PbI_2, MgF_2, PBr_3, CH_4, Na_2S, ClF.
302. Соотношение масс Силиция, Оксигена и Гидрогена в соединении, образованном этими элементами, составляет 7 : 16 : 1. Выведите

химическую формулу соединения. К какому классу неорганических соединений оно относится и почему?

303. Какой объем газа хлороводорода необходимо растворить при нормальных условиях в 1 л воды, чтобы приготовить хлоридную кислоту с массовой долей HCl 20 %?

38 Генетические связи между неорганическими веществами

Материал параграфа поможет вам:

- систематизировать химические реакции с участием простых веществ;
- выяснить возможности взаимопревращений соединений одного элемента, принадлежащих к различным классам.

В этом параграфе обобщена информация о химических превращениях с участием простых веществ и неорганических соединений. Она подтверждает существование связей между веществами, образованными одним и тем же элементом, и многих возможностей получения одних веществ с использованием других — простых или сложных.

Взаимосвязи между веществами, основанные на их происхождении и химических свойствах, называют *генетическими*[1] *связями*.

Химические превращения с участием простых веществ. Вы знаете, что большинство простых веществ — металлов и неметаллов — вступает в реакции с кислородом, превращаясь в оксиды:

$$2Cu + O_2 \overset{t}{=} 2CuO;$$

$$N_2 + O_2 \overset{t}{=} 2NO.$$

[1] Термин происходит от греческого слова genos — род, рождение.

Почти все металлы взаимодействуют с кислотами и солями; среди продуктов каждой такой реакции имеется соль:

$$Mg + 2HCl = MgCl_2 + H_2\uparrow;$$

$$Fe + CuSO_4 = Cu + FeSO_4.$$

Наиболее активные металлы реагируют с водой с образованием щелочей:

$$2K + 2H_2O = 2KOH + H_2\uparrow.$$

Со щелочами взаимодействуют металлы, образованные элементами, оксиды и гидроксиды которых являются амфотерными:

$$Al + KOH + H_2O \rightarrow K[Al(OH)_4] + H_2\uparrow.$$

▶ Превратите схему реакции в химическое уравнение.

Неметаллы, образованные элементами VI и VII групп, вступают в реакции с водородом. Растворы продуктов таких реакций (H_2S, HF и др.) являются безоксигеновыми кислотами. Эти неметаллы также взаимодействуют с металлами с образованием солей:

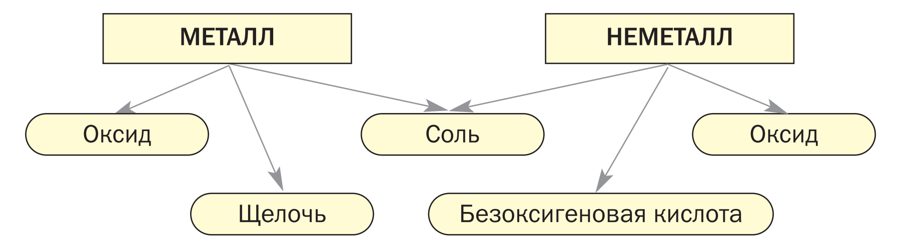
$$2Al + 3S \overset{t}{=} Al_2S_3;$$

$$2Fe + 3Cl_2 \overset{t}{=} 2FeCl_3.$$

Возможности превращений простых веществ в соединения различных классов иллюстрирует схема 17.

Схема 17

Генетические связи между простыми и сложными веществами



Химические реакции с участием сложных веществ. Неорганические соединения могут вступать в различные химические превращения.

Почти все кислотные и некоторые оснóвные оксиды взаимодействуют с водой. Продуктом реакции в первом случае является оксигенсодержащая кислота, а во втором — щелочь.

▶ Составьте уравнения реакций оксидов с водой, в результате которых образуются кислота $HMnO_4$ и основание $Sr(OH)_2$.

Каждое соединение — оксид, основание, амфотерный гидроксид, кислота — в результате определенных реакций превращается в соответствующую соль. Нагреванием нерастворимых оснований, амфотерных гидроксидов, оксигенсодержащих кислот или солей можно получить оксиды.

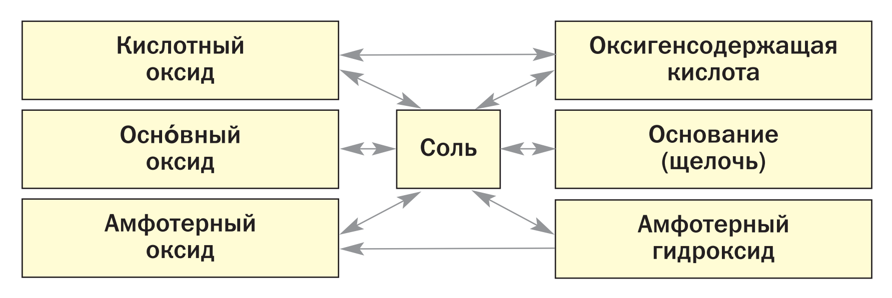
Следует запомнить такие закономерности:

- если два соединения имеют аналогичные свойства (например, два оснóвных оксида, оснóвный оксид и основание), то они не взаимодействуют друг с другом[1];
- реакции между соединениями с противоположными свойствами почти всегда происходят;
- амфотерные соединения взаимодействуют с соединениями оснóвного и кислотного характера, но не реагируют друг с другом.

Возможности взаимопревращений соединений разных классов обобщает схема 18.

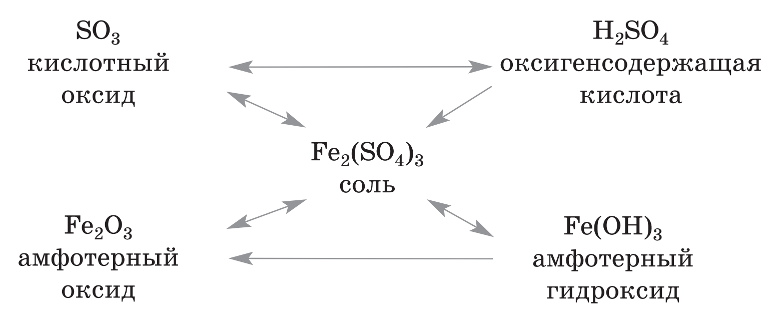
Схема 18

Генетические связи между основными классами неорганических соединений



[1] Соли являются исключениями.

Приводим аналогичную схему для соединений металлического и неметаллического элементов (Феррума и Сульфура):



Используя такие схемы, можно планировать и осуществлять последовательные химические превращения неорганических соединений. Например, запись

$$SO_3 \rightarrow H_2SO_4 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3$$

указывает на возможность получения кислоты из кислотного оксида и ее использования для получения соответствующей соли.

Изложенный в параграфе материал доказывает, насколько важно при изучении химии знать и понимать генетические связи между простыми веществами и неорганическими соединениями разных классов — оксидами, основаниями, кислотами, амфотерными гидроксидами, солями.

ВЫВОДЫ

Взаимосвязи между веществами, основанные на их происхождении и химических свойствах, называют генетическими связями.

С помощью химических реакций с участием простых веществ можно получать оксиды, соли, щелочи, безоксигеновые кислоты.

Оксиды, основания, амфотерные гидроксиды, кислоты, соли могут превращаться в соединения различных классов.

?

304. Можно ли схему 18 расширить, добавив несолеобразующий оксид? Ответ обоснуйте.

305. Напишите уравнения реакций, в которых исходными веществами являются лишь литий, кислород и вода, а также продукты их взаимодействия. Составьте схему соответствующих последовательных превращений.

306. Запишите несколько схем последовательных превращений веществ, в которых первое вещество — металл или неметалл, второе — соль, а третье — основание или кислота.

307. Почему нижняя стрелка на схеме 18 направлена только в одну сторону? Можно ли, имея амфотерный оксид, получить соответствующий амфотерный гидроксид? В случае утвердительного ответа расскажите, как бы вы осуществили такой эксперимент.

308. Запишите химические формулы соединений в такие схемы превращений:

а) оксид $\rightarrow$ основание $\rightarrow$ соль (соединения Бария);

б) оксид $\rightarrow$ кислота $\rightarrow$ соль (соединения Фосфора);

в) оксид $\leftarrow$ гидроксид $\rightarrow$ соль (соединения Алюминия).

Составьте уравнения соответствующих реакций.

309. Напишите уравнения реакций, отвечающие такой схеме превращений: $Ca(OH)_2 \rightarrow CaCO_3 \rightleftarrows H_2CO_3 \rightleftarrows CO_2$. Как превратить кальций карбонат в кальций гидроксид с помощью двух последовательных реакций?

310. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить такие последовательные превращения веществ:

а) $Br_2 \rightarrow HBr \rightarrow MgBr_2 \rightarrow AgBr$;

б) $Al \rightarrow AlCl_3 \rightarrow Al(OH)_3 \rightarrow Na_3AlO_3 \rightarrow Al_2(SO_4)_3$;

в) $S \rightarrow H_2S \rightarrow SO_2 \rightarrow SO_3 \rightarrow H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO_4 \rightarrow BaSO_4$;

г) $ZnS \rightarrow ZnCl_2 \rightarrow K_2[Zn(OH)_4] \rightarrow Zn(OH)_2 \rightarrow Zn(NO_3)_2 \rightarrow ZnCO_3 \rightarrow$ $\rightarrow ZnO$;

д) $CuSO_4 \rightarrow Cu(OH)_2 \rightarrow CuO \rightarrow CuCl_2 \rightarrow Cu(NO_3)_2 \rightarrow CuS$.

311. Подберите две соли, которые взаимодействуют друг с другом в растворе с образованием двух нерастворимых солей. Запишите соответствующее химическое уравнение.

312. Натрий массой 1,15 г полностью прореагировал с водой, а продукт этой реакции — с сульфатной кислотой. Вычислите количество вещества кислоты, которая вступила во вторую реакцию.

313. Какая масса алюминий оксида образуется при нагревании алюминий гидроксида, полученного с помощью реакции 21,3 г алюминий нитрата с необходимым количеством раствора щелочи?

ПРАКТИЧЕСКАЯ РАБОТА № 2

Решение экспериментальных задач

В этой практической работе вам необходимо осуществить превращения веществ. Прежде всего выясните:

- какие химические реакции следует провести;
- какие реактивы вам необходимы;
- какие условия следует создать для протекания каждой реакции;
- не помешает ли результату опыта избыток одного из реагентов либо он будет необходим;
- нужно ли нагревать реагенты.

При проведении опыта наблюдайте за протеканием реакции, делайте необходимые записи в тетради. После завершения эксперимента проанализируйте полученные результаты и запишите их вместе с выводами.

ВАРИАНТ I

Осуществление реакций по схеме химических превращений

В вашем распоряжении — магний оксид[1], хлоридная кислота, растворы натрий хлорида, натрий карбоната и натрий ортофосфата.

Задание. Выберите реактивы (из выданных вам) для реализации схемы превращений

$$MgO \xrightarrow{1} MgCl_2 \xrightarrow{2} MgCO_3 \xrightarrow{3} MgCl_2 \xrightarrow{4} Mg_3(PO_4)_2$$

и проведите соответствующие реакции.

ВАРИАНТ II

Составление схемы химических превращений и осуществление реакций

В вашем распоряжении — растворы феррум(III) хлорида, натрий гидроксида и натрий ортофосфата, разбавленная сульфатная кислота.

---

[1] Учитель может заменить магний оксид магний гидроксидом.

Задание. Предложите схему превращений (разрешается использовать лишь выданные растворы)

$$\boldsymbol{А \xrightarrow{1} Б \xrightarrow{2} В \xrightarrow{3} Г,}$$

где ***А*** — феррум(III) хлорид, ***Б***, ***В*** и ***Г*** — другие соединения Феррума.

Проведите соответствующие реакции.

Перед выполнением химического эксперимента по заданию варианта I или варианта II заполните следующую таблицу:

Формулы	
веществ в схеме превращений	**реактивов (в порядке их использования)**
... → ... → ... → ... (→ ...)	... ... (...)

Осуществляя реакцию обмена, добавляйте небольшую порцию раствора второго реагента для достижения необходимого результата. Так вам удастся в некоторых опытах избежать побочных реакций между реактивом, который используется, и остатком предыдущего.

Ваши действия, наблюдения (фиксируйте образование или растворение осадка, его цвет и характер частиц, выделение газа, наличие или отсутствие у него запаха, изменение окраски содержимого пробирок и т. п.), выводы, а также химические уравнения записывайте в таблицу:

Последовательность действий	**Наблюдения**	**Выводы**
Опыт 1. Осуществление превращения ... → ...		
...	...	...
Уравнение реакции:		
Опыт 2. ...		

?

К варианту I:

314. Какой реактив вы не использовали в работе и почему?
315. Не помешает ли избыток реактива, взятого для осуществления первого превращения, проведению второй реакции? Ответ аргументируйте.
316. Можно ли из магний оксида получить магний ортофосфат, используя лишь один из выданных реактивов? Почему?
317. Предложите реактивы, с помощью которых магний оксид удастся непосредственно превратить в магний ортофосфат. Напишите соответствующие химические уравнения.

К варианту II:

318. Можно ли из феррум(III) хлорида непосредственно получить соединение, записанное последним в предложенной вами схеме превращений, если использовать лишь один из выданных реактивов? В случае утвердительного ответа напишите уравнение реакции.
319. Какие последовательные превращения веществ можно осуществить при отсутствии раствора:
    а) натрий ортофосфата;
    б) щелочи?

    Ответ представьте в форме таблицы, приведенной первой в тексте практической работы.



39 Неорганические соединения, окружающая среда и человек

Материал параграфа поможет вам:

- узнать о загрязнении природы неорганическими соединениями;
- осознать важность мероприятий по предотвращению попадания вредных веществ в окружающую среду.

Загрязнение окружающей среды различными веществами. До середины XIX в. человечество использовало преимущественно природные

вещества и материалы. Вещества искусственного происхождения получали в небольших количествах, объемы их потребления были незначительными. Окружающая среда в те времена почти не испытывала загрязнения.

С развитием промышленности, транспорта, сельского хозяйства стремительно возрастало производство и использование веществ, которых нет в природе, — металлов, минеральных удобрений, разнообразных неорганических и органических соединений. Промышленные отходы, излишки веществ попадали в воздух, реки, водоемы, на земную поверхность и оказывали негативное воздействие на растения, животных, здоровье людей. В наше время загрязнение природы становится угрожающим, а некоторых регионов планеты — даже катастрофическим.

Загрязнение атмосферы газообразными оксидами. Серьезный вред окружающей среде наносят газы SO_2 и NO_2. Оксид SO_2 образуется при сгорании топлива, содержащего примеси соединений Сульфура. Основной источник поступления этого газа в атмосферу — теплоэлектростанции, на которых используют низкосортный уголь. Оксид NO_2 является продуктом взаимодействия с кислородом газа NO, образующегося вследствие реакции между основными компонентами воздуха — азотом и кислородом. Эта реакция протекает при горении различных видов топлива и горючего. Нитроген(IV) оксид также содержится в газовых выбросах заводов по производству нитратной кислоты. Имея бурый цвет, он придает этим выбросам соответствующий оттенок (рис. 76).



Рис. 76. Выброс газов, которые содержат оксид NO_2 (так называемый «лисий хвост»)

Оксиды SO_2 и NO_2 взаимодействуют с атмосферной влагой и кислородом, превращаясь в кислоты H_2SO_3, H_2SO_4, HNO_2, HNO_3. Вместе с дождем и снегом эти кислоты попадают на земную поверхность и наносят ущерб растениям, живым организмам, вызывают разрушение зданий, различных строений, памятников, ускоряют коррозию металлов. Кроме этого, сульфатная и нитратная кислоты взаимодействуют с некоторыми веществами литосферы. В результате таких реакций образуются растворимые соли, часть которых содержит токсичные ионы металлических элементов.

Оксиды Нитрогена также взаимодействуют с озоном; это приводит к разрушению озонового слоя в атмосфере, защищающего живые организмы от вредных ультрафиолетовых лучей солнечного света.

Угарный газ CO, который образуется при неполном сгорании различных видов топлива и горючего при недостатке кислорода, является очень токсичным. Вместе с оксидами Сульфура и Нитрогена он содержится в сильно загрязненной атмосфере над мегаполисами, большими промышленными зонами. Такое состояние воздуха называют смогом. Смог отрицательно воздействует на зеленые насаждения, вызывает обострение различных болезней у людей.

Вам известно, что в атмосфере имеется небольшое количество углекислого газа CO_2. Он, а также несколько других газов (среди них — водяной пар) создают так называемый парниковый эффект, т. е. задерживают часть тепловой энергии на Земле. Из-за постоянного роста содержания углекислого газа в атмосфере вследствие развития теплоэнергетики, автомобильного транспорта в последние десятилетия наблюдаются потепление климата, уменьшение ледяного покрова в полярных регионах. Ученые не исключают, что через несколько десятков лет уровень Мирового океана поднимется настолько, что может произойти затопление некоторых территорий, в частности в Европе.

Загрязнение водоемов и почвы щелочами и кислотами. Сточные воды некоторых химических производств содержат щелочи (чаще всего — натрий гидроксид). Эти соединения являются опасными для растительного и животного мира, вызывают ожоги на коже, разрушают слизистые оболочки.

Вредное воздействие щелочей на окружающую среду не является длительным. Щелочь вступает в реакцию с углекислым газом, имеющимся в воздухе, и превращается в безопасный карбонат. Аналогичному превращению подвергается гидроксид $Ca(OH)_2$ (также щелочь, едкое вещество), находясь в контакте с воздухом.

Нерастворимые основания, в отличие от щелочей, имеют ограниченное применение. Их получают в небольших количествах, и попадание этих соединений в окружающую среду не приводит к заметным негативным последствиям.

В химической технологии часто используют сульфатную кислоту, реже — нитратную и хлоридную. Остатки этих веществ содержатся в сточных водах ряда химических заводов, предприятий по переработке полиметаллических руд. Названные соединения имеют широкий спектр отрицательного воздействия на окружающую среду, живые организмы.

Загрязнение земной поверхности солями. Часть солей, используемых человеком в различных целях, не представляют опасности для природы. В определенной мере это касается минеральных удобрений — хлорида и сульфата Калия, фосфатов, нитратов, солей аммония (информация об этих соединениях помещена на с. 147—148). Однако при чрезмерном внесении их в почву соответствующие ионы попадают в продукты земледелия и животноводства, а также реки и озера, откуда вода поступает в населенные пункты. Кроме этого, остатки удобрений в воде вызывают усиленный рост водорослей (рис. 77), их дальнейшее гниение и отмирание, что негативно воздействует на рыб и других обитателей водоемов.



Рис. 77. «Цветение» воды

Это интересно
Очень токсичными являются соли «легкого» химического элемента Бериллия.

Особое внимание специалисты обращают на опасность для живой природы и организма человека солей так называемых тяжелых металлов. Правильное название таких соединений с позиции химии — соли металлических элементов с большими значениями относительных атомных масс. Среди этих элементов — Hg, Pb, Cd, Ba, Cu, Zn, Ni. Не случайно для питьевой воды установлены предельно допустимые концентрации катионов упомянутых и других металлических элементов.

Воздействие веществ на организм часто зависит от их растворимости в воде и химических свойств. Надпись «Яд» имеется на упаковках с растворимыми соединениями Бария — гидроксидом, хлоридом, нитратом и др. Опасна для организма и нерастворимая соль $BaCO_3$. При попадании в желудок она взаимодействует с находящейся в нем хлоридной кислотой и превращается в растворимую соль $BaCl_2$. С другой стороны, барий сульфат $BaSO_4$ безопасен для организма, поскольку не растворяется в воде и не взаимодействует с хлоридной кислотой. Водную суспензию этой соли человек выпивает перед рентгеноскопическим исследованием желудка.

К вредным веществам также относятся растворимые соли, содержащие анионы F^-, S^{2-}, CrO_4^{2-} и некоторые другие.

Ионы F^- в незначительном количестве необходимы человеку; они входят в состав соединений Кальция, являющихся неорганической основой

костей и зубов. Для предотвращения разрушения зубов в состав зубных паст вводят небольшие количества соединений Флуора.

Ускоренное развитие строительства приводит к накоплению отходов силикатных материалов, камня, остатков бетона. Их основой являются силикаты и алюминаты. Эти соединения не токсичны, но, попадая на земную поверхность, они препятствуют ее использованию в различных целях. Окружающую среду также загрязняют негорючие оксиды и соли, остающиеся после сжигания угля на теплоэлектростанциях. Значительные площади занимают терриконы — добытая из шахт смесь угля и «пустой» породы, непригодная для применения в качестве топлива (рис. 78).

Мероприятия по уменьшению загрязнения окружающей среды. В последнее время заметно возрастает использование солнечной энергии, а также энергии ветра и земных недр. На замену двигателям внутреннего сгорания приходят электрические двигатели; расширяется производство электромобилей. Все это дает возможность улучшить состояние атмосферы.

На современных предприятиях внедряются эффективные методы очистки газовых выбросов и жидких стоков. Большинство этих методов предусматривает осуществление химических реакций с превращением вредных веществ в безопасные. Если вещество, содержащееся в сточной воде, имеет кислотные свойства, то жидкость обычно нейтрализуют с помощью извести, мела, известняка. В щелочные стоки добавляют раствор сульфатной кислоты, наиболее дешевой из кислот. Продукты соответствующих реакций

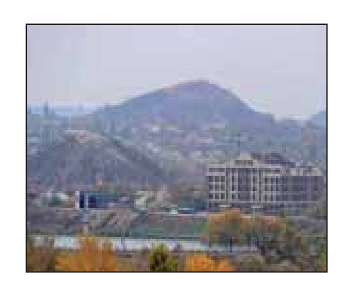


Рис. 78. Терриконы в Донецке



Рис. 79. Новая Оболонь (г. Киев)

не наносят ущерб окружающей среде. Очень эффективным является смешивание кислых и щелочных промышленных стоков, при котором происходит их взаимная нейтрализация. Для очистки сточных вод некоторых промышленных предприятий проводят реакции обмена с образованием нерастворимых соединений токсичных элементов, которые отделяют фильтрованием.

Твердые отходы горнодобывающей промышленности, теплоэлектростанций, металлургических заводов используют при прокладке дорог, в производстве строительных смесей, а иногда подвергают дополнительной переработке.

К охране окружающей среды от загрязнений должен приобщиться каждый из нас. Движение под девизом «Сохраним природу для будущих поколений» становится неотъемлемой составляющей прогрессивного развития человечества (рис. 79).

ВЫВОДЫ

Вследствие интенсивного развития промышленности, транспорта, теплоэнергетики возрастает загрязнение различными веществами воздуха, гидросферы, земной поверхности. Большинство веществ наносит вред растениям, животным, организму человека.

Среди мероприятий, реализуемых человечеством с целью охраны природной среды от загрязнений, — использование альтернативных видов энергии, внедрение эффективных

технологий с обезвреживанием промышленных стоков и газовых выбросов, ускоренное развитие производства транспортных средств, не загрязняющих воздух.



320. Вам известно, что углекислый газ взаимодействует с водой с образованием карбонатной кислоты. Почему этот газ не причисляют к оксидам, вызывающим появление кислотных осадков?
321. Как вы считаете, приводят ли кислотные дожди к разрушению мрамора, гипса, алебастра (в основе двух последних строительных материалов — кальций сульфат)? Ответ аргументируйте.
322. Назовите несколько соединений, которые могут взаимодействовать с сернистым газом и использоваться для очистки газовых выбросов от этого оксида.
323. Какую массу мела нужно взять для нейтрализации 1 т промышленных сточных вод, если массовая доля в них сульфатной кислоты составляет 0,49 %?
324. В каком соотношении объемов необходимо смешивать кислый и щелочной промышленные стоки для их полной взаимной нейтрализации, если массовая доля хлороводорода в одной жидкости составляет 0,73 %, а массовая доля натрий гидроксида в другой — 0,16 %? Считайте, что плотность обеих жидкостей такая же, как и воды.

Послесловие

Закончился учебный год, второй год изучения вами химии. Мы уверены, что вам было интересно на уроках этого предмета.

Вы выяснили, какая информация о химических элементах имеется в периодической системе, и поняли, насколько важно уметь ею пользоваться. Периодическая система химических элементов иллюстрирует открытый выдающимся ученым Д. И. Менделеевым периодический закон — основной закон химии. Этот закон помогает открывать новые химические элементы, получать новые вещества, предсказывать их состав и свойства.

Строение атома уже не является для вас секретом. Вы знаете и о том, как и почему соединяются друг с другом мельчайшие частицы вещества. Читая учебник, вы «заглянули» вглубь кристаллов и убедились, что атомы, молекулы или ионы размещены в них в определенном порядке. Вы также узнали, что в химии порции веществ оценивают и сравнивают не только по их массе или объему, но и по количеству частиц.

Вам стало известно о разделе химической науки, который называют неорганической химией. Вы расширили свои знания об оксидах, основаниях, кислотах, узнали о существовании других классов неорганических соединений — амфотерных гидроксидов и солей. Надеемся, что каждый из вас научился составлять формулы этих соединений, прогнозировать их химические свойства, предлагать способы получения сложных веществ, а также решать расчетные задачи новых типов.

Для вас становится очевидным то, что химия помогает понять происходящие в природе изменения и превращения, обогащает знаниями об их сути и закономерностях. Вы постепенно убеждаетесь, что изучение химии способствует более полному использованию разнообразных возможностей, которые постоянно предоставляет

человеку жизнь. Многие из вас выберут профессии и виды деятельности, в значительной мере связанные с достижениями химии. Поэтому внимательная и вдумчивая работа с учебником, творческая деятельность на уроках, настойчивость и наблюдательность — важнейшие предпосылки ваших будущих успехов.

Материал по химии в 9 классе будет не менее интересным. Вы расширите свои представления о растворах, узнаете об особенностях протекания химических реакций. Состоится ваше знакомство с важнейшими органическими веществами, в частности теми, которые находятся в земных недрах, растениях, животных, организме человека.

Желаем вам хорошо отдохнуть летом, а в 9 классе достичь новых успехов в изучении химии, получить удовлетворение от познания ее тайн и проведения интересных химических опытов.

Авторы

Ответы к задачам и упражнениям

1 раздел

20. а) Со Стронцием наиболее сходны Кальций и Барий.
33. Разновидностей молекул воды — 9, значений их массы — 5.
34. Ответ зависит от того, один или несколько нуклидов элемента имеются в природе.
36. ^{10}B.
39. *s*-Орбиталь является сферой; она одинакова по всем направлениям.
43. Не всегда. 4*s*-электрон имеет более низкую энергию, чем 3*d*-электрон.
49. Оксиген, Магний.
52. Такие символы имеют 8 элементов.
61. Cl, H, Fe.
75. $w(O) = 47{,}1\ \%$.

2 раздел

82. Ион P^{3-}: $1s^22s^22p^63s^23p^6$.
83. Одна из частиц — катион Mg^{2+}.
85. Одна из частиц — ион K^+.
86. В атоме Оксигена.
89. Наибольший радиус у иона Cl^-, наименьший — у иона Ca^{2+}.

94. Последняя запись — 4 формульные единицы соединения; каждая формульная единица состоит из двух катионов K^+ и одного аниона CO_3^{2-}.
95. Ионы Li^+ и N^{3-}; ионы K^+ и OH^-.
96. б) CaO.
97. $w(OH^-) = 58{,}7\ \%$.
111. *а*.
118. Температуры плавления и кипения веществ зависят от масс молекул (подумайте, как это можно объяснить).
126. В соединении $Mg(NO_3)_2$ — $\overset{+5}{N}$.
128. а) В соединении HCN — $\overset{+2}{C}$;
в) в соединении NH_2OH — $\overset{-1}{N}$.

3 раздел

130. в) $n(P) = 1/3$ моль; $n(H) = 1$ моль.
132. $n(O) = 8$ моль.
133. б) $n(CO_2) = 1$ моль.
134. Может (для простых веществ молекулярного строения, сложных веществ атомного и молекулярного строения).
135. $n(CaCl_2) = 5$ моль; $N(Cl^-) = 6{,}02 \cdot 10^{24}$.
136. а) $n(CH_4) = 1$ моль;
б) $n(CH_4) = 0{,}3$ моль;
в) $n(CH_4) = 1$ моль.
137. а) $n(NaCl) = 0{,}2$ моль;
б) $n(NaCl) = 3$ моль;
в) $n(NaCl) = 0{,}6$ моль.
138. $n(Fe) : n(O) : n(H) = 1 : 3 : 3$.
144. $m(Mg_3P_2) = 33{,}5$ г.
148. N(атомов) $\approx 4{,}8 \cdot 10^{23}$.
150. Количество ионов Mg^{2+} больше.
151. m(молекулы H_2O) $\approx 3 \cdot 10^{-23}$ г.
154. M(газа) = 32 г/моль.
156. $m(CO_2) = 982$ г.
158. В 1 л воды.
159. $V(H_2) : V(CH_4) = 8 : 1$.
162. ρ(возд.) = 1,295 г/л.
166. M_r(газа A) ≈ 46.

167. Газ тяжелее метана в 1,07 раза.
168. $\rho(X) = 1{,}16$ г/л; $D_Y(X) = 1{,}62$.
169. D_{N_2}(газа) $= 1{,}57$.

4 раздел

177. б) $m(NO) \approx 5$ г.
178. $V(CO_2) = 560$ л.
185. В порции барий гидроксида.
191. $H{-}O{-}\underset{\underset{O}{\|}}{Te}{-}O{-}H$.
203. Наибольшее количество ионов — в барий хлориде.
204. *б*.
209. а) $MgO + Cl_2O_7 = Mg(ClO_4)_2$;
б) $SiO_2 + BaO \overset{t}{=} BaSiO_3$;
$I_2O_5 + 2NaOH = 2NaIO_3 + H_2O$.
210. Возможны 6 реакций.
218. $m(Ca(NO_3)_2) = 32{,}8$ г.
220. $V(CO_2) = 11{,}2$ л.
221. $m(P_2O_5) = 71$ г; $w(P_2O_5) = 78\ \%$.
222. $m(SO_2) = 0{,}64$ г; $m(CO_2) = 0{,}88$ г.
226. а) $2KOH + N_2O_5 = 2KNO_3 + H_2O$;
б) $3Ca(OH)_2 + 2H_3PO_4 = Ca_3(PO_4)_2 + 6H_2O$.
227. Возможны 3 реакции.
230. $m(Fe(OH)_2) = 3{,}8$ г.
231. $V(SO_2) = 4{,}48$ л.
233. $w(NaOH) = 31{,}9\ \%$.
238. Возможны 3 реакции.
240. Примите во внимание свойства одного из продуктов реакции.
242. $m(H_2SO_4) = 9{,}8$ г.
243. $w(Ag) = 79{,}7\ \%$.
244. $m(HNO_3) = 25{,}2$ г.
246. б) $Al(OH)_3 + LiOH$ (р-р) $= Li[Al(OH)_4]$;
$Al(OH)_3 + 3LiOH$ (р-р) $= Li_3[Al(OH)_6]$.
247. а) $SnO + 2NaOH \overset{t}{=} Na_2SnO_2 + H_2O$;
б) $Cr_2O_3 + Li_2O \overset{t}{=} 2LiCrO_2$;
$Cr_2O_3 + 3Li_2O \overset{t}{=} 2Li_3CrO_3$.
250. $Cr(OH)_3$.

251. $m(Fe_2O_3)$ = 8 г.
252. Нет.
256. Происходят 3 реакции.
258. $m(FeF_3)$ = 2,26 г.
259. Хватит.
260. $m(Cu)$ = 6,4 г.
261. $m(NaNO_3)$ = 8,5 г; $m(KNO_3)$ = 20,2 г.
266. При нагревании разлагаются 5 соединений.
268. Можно применять два способа.
269. $V(CO_2)$ = 5,6 л; $V(SO_2)$ = 11,2 л.
270. Да.
271. $D_{возд.}$(смеси) = 1,49.
272. $w(C)$ = 75 %.
277. Используйте амфотерность станнум(II) оксида.
278. $m(Ba(OH)_2)$ = 17,1 г.
279. Нет.
282. Сульфатную кислоту можно использовать в четырех реакциях .
284. $m(NaNO_3)$ = 68 г.
285. $n(H_3PO_4)$ = 0,2 моль.
292. Можно, осуществив не одну, а две реакции.
293. $m(K_2SO_4)$ = 21,75 г.
294. m(соли) = 27,2 г.
295. $w(CaSiO_3)$ = 63,5 %.
302. Соединение является кислотой.
303. $V(HCl)$ = 122,7 л.
311. Пример такой реакции: $ZnSO_4 + BaS = ZnS\downarrow + BaSO_4\downarrow$.
312. $n(H_2SO_4)$ = 0,025 моль.
313. $m(Al_2O_3)$ = 5,1 г.
320. Примите во внимание содержание углекислого газа в воздухе и химическую активность карбонатной кислоты.
323. $m(CaCO_3)$ = 5 кг.
324. V(кисл.) : V(щел.) = 1 : 5.

Словарь терминов

Амфотерность — способность соединения (оксида, гидроксида) проявлять осно́вные и кислотные свойства.

Амфотерный гидроксид — гидрат амфотерного оксида.

Амфотерный оксид — оксид, который соответствует амфотерному гидроксиду.

Анион — отрицательно заряженный ион.

Атомная доля нуклида — отношение количества атомов нуклида к общему количеству атомов элемента.

Безоксигеновая кислота — кислота, в молекуле которой отсутствуют атомы Оксигена.

Валентные электроны — электроны, которые могут принимать участие в образовании химической связи.

Внешние электроны — электроны последнего энергетического уровня атома.

Высший оксид — оксид, в котором элемент проявляет наибольшее значение валентности.

Галогены — элементы главной подгруппы VII группы периодической системы (Флуор, Хлор, Бром, Иод), а также соответствующие простые вещества.

Генетическая связь — взаимосвязь между веществами, основанная на их происхождении и химических свойствах.

Гидрат — соединение какого-либо вещества с водой.

Группа (периодической системы) — столбец элементов в периодической системе.

Двойная связь — связь между атомами, образованная двумя общими электронными парами.

Изотопы — виды атомов с одинаковым количеством протонов и разным количеством нейтронов; нуклиды одного элемента.

Индикатор — вещество, изменяющее окраску под действием щелочи и/или кислоты.

Инертные элементы — элементы главной подгруппы VIII группы периодической системы (Гелий, Неон, Аргон, Криптон, Ксенон, Радон). Простые вещества этих элементов называют инертными газами.

Ион — заряженная частица, образовавшаяся из атома вследствие потери или присоединения им электрона (электронов).

Ионная связь — связь между противоположно заряженными ионами в веществе.

Истинная формула — формула, которая показывает реальный состав молекулы.

Катион — положительно заряженный ион.

Кислота — соединение, молекула которого содержит один или несколько атомов Гидрогена, которые могут при химических реакциях замещаться атомами (ионами) металлического элемента.

Кислотный оксид — оксид, который соответствует оксигенсодержащей кислоте.

Кислотный остаток — часть молекулы кислоты, соединенная с атомом (атомами) Гидрогена.

Кислотообразующий элемент — элемент, который образует кислоту.

Классификация — распределение объектов (предметов, живых организмов, явлений и т. п.) на группы или классы по определенным признакам.

Ковалентная связь — связь между атомами, обусловленная образованием общих электронных пар.

Количество вещества — физическая величина, которая определяется количеством формульных единиц (атомов, молекул, групп атомов или ионов) в порции вещества.

Кристалл — самообразованное твердое тело, имеющее плоские грани и прямые ребра.

Кристаллическая решетка — модель строения кристаллического вещества.

Моль — единица измерения количества вещества; порция вещества, содержащая $6,02 \cdot 10^{23}$ его формульных единиц.

Молярная масса — масса 1 моль вещества. Молярная масса численно равна относительной атомной, молекулярной или формульной массе.

Молярный объем — объем 1 моль вещества.

Нейтрон — электронейтральная частица, которая находится в атомном ядре.

Неорганическая химия — раздел химической науки, охватывающий неорганические вещества.

Неполярная ковалентная связь — ковалентная связь, в которой отсутствует смещение общих электронных пар от одного атома к другому.

Несолеобразующий оксид — оксид, который не взаимодействует с кислотами, основаниями и не образует солей.

Нормальные условия — температура 0 °C и давление 760 мм рт. ст. (101,3 кПа).

Нуклид — какой-либо вид атомов.

Нуклон — общее название частиц (протона и нейтрона), из которых состоят ядра атомов.

Нуклонное число — суммарное количество протонов и нейтронов в атоме.

Оксигенсодержащая кислота — кислота, в молекуле которой имеются атомы Оксигена.

Оксид — соединение элемента с Оксигеном, в котором Оксиген имеет степень окисления −2.

Орбиталь — часть пространства в атоме, где пребывание электрона наиболее вероятно.

Основание — соединение, состоящее из катионов металлического элемента и анионов OH^-.

Основность — характеристика кислоты, которая определяется количеством атомов Гидрогена в молекуле, способных замещаться на атомы (ионы) металлического элемента.

Осно́вный оксид — оксид, который соответствует основанию.

Относительная атомная масса — отношение массы атома к 1/12 массы атома ^{12}C.

Относительная молекулярная масса — отношение массы молекулы к 1/12 массы атома ^{12}C.

Относительная плотность газа по другому газу — отношение массы определенного объема газа к массе такого же объема другого газа (при одинаковых температуре и давлении).

Относительная формульная масса — отношение массы формульной единицы вещества к 1/12 массы атома ^{12}C.

Период — фрагмент естественного ряда элементов от щелочного элемента до инертного.

Периодическая система — таблица, в которой химические элементы размещены по возрастанию зарядов ядер атомов.

Подгруппа — часть группы периодической системы.

Подуровень — часть энергетического уровня с электронами одинаковой энергии.

Полярная ковалентная связь — ковалентная связь, в которой одна или несколько общих электронных пар смещены к одному из атомов.

Простая связь — связь между атомами, образованная одной общей электронной парой.

Простейшая формула — формула, отображающая соотношение количества атомов или ионов в соединении.

Протон — положительно заряженная частица, которая находится в атомном ядре.

Протонное число — количество протонов в атоме.

Радиус атома — расстояние от центра ядра до сферической поверхности, которой касаются орбитали с электронами последнего энергетического уровня.

Реакция замещения — реакция между простым и сложным веществами, в результате которой образуются новые простое и сложное вещества.

Реакция нейтрализации — реакция между основанием и кислотой.

Реакция обмена — реакция между двумя соединениями, в которой они обмениваются своими составными частями.

Ряд активности металлов — ряд, в котором металлы размещены по уменьшению их химической активности.

Солеобразующий оксид — оксид, который взаимодействует с кислотами или/и основаниями и образует соли.

Соль — соединение, состоящее из катионов металлического элемента и анионов кислотного остатка.

Спин — свойство электрона, которое условно принимают за вращение вокруг собственной оси.

Степень окисления — условный целочисленный заряд атома в веществе.

Сублимация — превращение твердого вещества в газ, минуя жидкое состояние.

Тройная связь — связь между атомами, образованная тремя общими электронными парами.

Формульная единица вещества — атом, молекула, группа атомов или ионов, представленные его химической формулой.

Химическая связь — взаимодействие между атомами, молекулами, ионами, благодаря которому частицы удерживаются вместе.

Химический элемент — вид атомов с определенным протонным числом (определенным зарядом ядра).

Число Авогадро — $6{,}02 \cdot 10^{23}$ (количество формульных единиц в 1 моль вещества).

Щелочноземельные элементы — элементы главной подгруппы II группы периодической системы (Магний, Кальций, Стронций,

Барий, Радий). Простые вещества этих элементов называют щелочноземельными металлами.

Щелочные элементы — элементы главной подгруппы I группы периодической системы (Литий, Натрий, Калий, Рубидий, Цезий, Франций). Простые вещества этих элементов называют щелочными металлами.

Щелочь — водорастворимое основание.

Электрон — отрицательно заряженная частица, составная часть атома.

Электронная формула — запись, отображающая электронное строение атома или молекулы.

Электронный октет — 8-электронная оболочка атома.

Электроотрицательность — свойство атома элемента смещать к себе электронную пару, общую с другим атомом.

Энергетический подуровень — часть энергетического уровня с электронами одинаковой энергии.

Энергетический уровень — фрагмент современной модели атома, который объединяет электроны с почти одинаковой энергией.

Предметный указатель

Литература для учащихся

1. Аликберова Л. Ю. Занимательная химия: Книга для учащихся, учителей и родителей / Л. Ю. Аликберова. — М. : АСТ-ПРЕСС, 2002. — 560 с.

2. Большая детская энциклопедия: Химия / сост. К. Люцис. — М. : Русское энциклопедическое товарищество, 2001. — 640 с.

3. Василега М. Д. Цікава хімія / М. Д. Василега. — К. : Рад. шк., 1989. — 188 с.

4. Карцова А. А. Химия без формул / А. А. Карцова. — СПб. : Авалон ; Азбука-классика, 2005. — 112 с.

5. Крикля Л. С. Хімія: задачі та вправи. 8 клас. / Л. С. Крикля, П. П. Попель. — К. : ВЦ «Академія», 2002. — 232 с.

6. Левицкий М. М. Увлекательная химия. Просто о сложном, забавно о серьезном / М. М. Левицкий. — М. : АСТ ; Астрель, 2008. — 448 с.

7. Леенсон И. А. 100 вопросов и ответов по химии : учеб. пособие / И. А. Леенсон. — М. : АСТ ; Астрель, 2002. — 347 с.

8. Лєєнсон І. А. Дивовижна хімія /І. А. Лєєнсон. — Х. : Ранок, 2011. — 176 с.

9. Мур Дж. Химия для «чайников» : пер. с англ. / Дж. Мур. — М. : И. Д. Вильямс, 2007. — 320 с.

10. Степин Б. Д. Занимательные задания и эффектные опыты по химии / Б. Д. Степин, Л. Ю. Аликберова. — М. : Дрофа, 2002. — 432 с.

11. Степин Б. Д. Книга по химии для домашнего чтения / Б. Д. Степин, Л. Ю. Аликберова. — М. : Химия, 1995. — 400 с.

12. Химия. (Иллюстрированная энциклопедия школьника). — М. : Мир энциклопедий, 2006. — 96 с.

13. Химия: Школьный иллюстрированный справочник : пер. с англ. — М. : РОСМЭН, 1998. — 128 с.

14. Химия: Энциклопедия химических элементов / под ред. А. М. Смолеговского. — М. : Дрофа, 2000. — 432 с.
15. Энциклопедический словарь юного химика / сост. В. А. Крицман, В. В. Станцо. — М. : Педагогика, 1990. — 319 с.
16. Энциклопедия для детей. Том 17. Химия / глав. ред. В. А. Володин. — М. : Аванта+, 2000. — 640 с.
17. Яковішин Л. О. Цікаві досліди з хімії: у школі та вдома / Л. О. Яковішин. — Севастополь : Біблекс, 2006. — 176 с.

Интернет-сайты, содержащие интересный материал по химии

1. http://www.alhimik.ru
2. http://chemistry-chemists.com
3. http://chemworld.narod.ru
4. http://www.hemi.nsu.ru
5. http://www.hij.ru
6. http://www.school-collection.edu.ru
7. http://www.xumuk.ru

Содержание

Навчальне видання

ПОПЕЛЬ Павло Петрович
КРИКЛЯ Людмила Сергіївна

ХІМІЯ

Підручник для 8 класу
загальноосвітніх навчальних закладів
з навчанням російською мовою

Переклад з української мови П. П. Попеля

Рекомендовано Міністерством освіти і науки України

Видано за рахунок державних коштів.
Продаж заборонено

Редактор Г. Т. Сенькович
Коректор Н. А. Ганжа
Художнє оформлення В. М. Штогрина
Комп'ютерна верстка Є. М. Байдюка

Формат 60×90/16. Ум. друк. арк. 16.
Наклад 11 506 прим. Зам.

Видавничий центр «Академія»,
м. Київ, вул. Дегтярівська, 38—44.
Тел./факс: (044) 483-12-11; 456-84-63.
E-mail: academia.book@gmail.com
Свідоцтво суб'єкта видавничої справи
серія ДК № 555 від 03.08.2001 р.

Видрукувано у ПрАТ «Харківська книжкова фабрика "Глобус"
корпоративне підприємство ДАК Укрвидавполіграфія»
вул. Енгельса, 11, м. Харків, 61012.
Свідоцтво серія ДК № 3985 від 22.02.2011 р.

Підручник підготовлено за програмою з хімії для 7—9 класів загальноосвітніх навчальних закладів. Він містить теоретичний матеріал із розділів «Періодичний закон і періодична система хімічних елементів. Будова атома», «Хімічний зв'язок і будова речовини», «Кількість речовини. Розрахунки за хімічними формулами», «Основні класи неорганічних сполук», практичні роботи, лабораторні досліди, вправи, задачі, додатковий матеріал для допитливих, словник термінів, предметний покажчик.